

CUESTIONES Y PROBLEMAS DE LAS OLIMPIADAS DE QUÍMICA

I. ESTADOS DE LA MATERIA Y REACCIONES QUÍMICAS

SERGIO MENARGUES
FERNANDO LATRE
AMPARO GÓMEZ

OCTUBRE 2017

"La química, lengua común de todos los pueblos".

INTRODUCCIÓN

El aprendizaje de la Química constituye un reto al que se enfrentan cada año los estudiantes de 2° de bachillerato que eligen esta asignatura dentro de la opción de "Ciencias". Esto también constituye un reto para los profesores que, no solo deben ser capaces de buscar la forma más eficaz para explicar esta disciplina, sino además, inculcar el interés que nace del reconocimiento del papel que juega la Química en la vida y en el desarrollo de las sociedades humanas.

En este contexto, las Olimpiadas de Química suponen una herramienta muy importante ya que ofrecen un estímulo, al fomentar la competición entre estudiantes procedentes de diferentes centros y con distintos profesores y estilos o estrategias didácticas.

Esta colección de cuestiones y problemas surgió del interés por parte de los autores de realizar una recopilación de las pruebas propuestas en diferentes pruebas de Olimpiadas de Química, con el fin de utilizarlos como material de apoyo en sus clases de Química. Una vez inmersos en esta labor, y a la vista del volumen de cuestiones y problemas reunidos, la Comisión de Olimpiadas de Química de la Asociación de Químicos de la Comunidad Valenciana consideró que podía resultar interesante su publicación para ponerlo a disposición de todos los profesores y estudiantes de Química a los que les pudiera resultar de utilidad. De esta manera, el presente trabajo se propuso como un posible material de apoyo para la enseñanza de la Química en los cursos de bachillerato, así como en los primeros cursos de grados del área de Ciencia e Ingeniería. Desgraciadamente, no ha sido posible -por cuestiones que no vienen al caso- la publicación del material. No obstante, la puesta en común de la colección de cuestiones y problemas resueltos puede servir de germen para el desarrollo de un proyecto más amplio, en el que el diálogo, el intercambio de ideas y la compartición de material entre profesores de Química con distinta formación, origen y metodología, pero con objetivos e intereses comunes, contribuya a impulsar el estudio de la Química.

En el material original se presentan las pruebas correspondientes a las últimas Olimpiadas Nacionales de Química (1996-2017) así como otras pruebas correspondientes a fases locales de diferentes Comunidades Autónomas. En este último caso, se han incluido solo las cuestiones y problemas que respondieron al mismo formato que las pruebas de la Fase Nacional. Se pretende ampliar el material con las contribuciones que realicen los profesores interesados en impulsar este proyecto, en cuyo caso se hará mención explícita de la persona que haya realizado la aportación.

Las cuestiones, que son de respuestas múltiples, y los problemas, se han clasificado por materias, se presentan completamente resueltos y en todos ellos se ha indicado la procedencia y el año. Los problemas, en la mayor parte de los casos constan de varios apartados, que en muchas ocasiones se podrían considerar como problemas independientes. Es por ello que en el caso de las Olimpiadas Nacionales se ha optado por presentar la resolución de los mismos planteando el enunciado de cada apartado y, a continuación, la resolución del mismo, en lugar de presentar el enunciado completo y después la resolución de todo el problema.

Los problemas y cuestiones recogidos en este trabajo han sido enviados por:
Juan A. Domínguez (Canarias), Juan Rubio (Murcia), Luis F. R. Vázquez y Cristina Pastoriza (Galicia), José A. Cruz, Nieves González, Gonzalo Isabel y Ana Bayón (Castilla y León), Ana Tejero y José A. Díaz-Hellín (Castilla-La Mancha), Pedro Márquez y Octavio Sánchez (Extremadura), Pilar González (Cádiz), Ángel F. Sáenz de la Torre (La Rioja), José Luis Rodríguez (Asturias), Matilde Fernández y Agustí Vergés (Baleares), Fernando Nogales (Málaga), Joaquín Salgado (Cantabria), Pascual Román (País Vasco), Mercedes Bombín y Bernardo Herradón (Madrid).

Los autores agradecen a Humberto Bueno su ayuda en la realización de algunas de las figuras incluidas en este trabajo.

Finalmente, también agradecen a Ximena Martínez (https://www.behance.net/ximeniiux) que les haya permitido utilizar de forma desinteresada la sugestiva imagen, de la que es autora, que aparece en la portada de todos estos libros.

Los autores

ÍNDICE

1. CUESTIONES de MOL y LEYES PONDERALES

1.1. ¿Cuántos moles de iones se producen cuando se disuelve en agua un mol de $K_2[Ni(CN)_4]$?
a) 5
b) 6
c) 7
d) 3
e) 4

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. País Vasco 2015)

La ecuación química correspondiente a la disolución en agua del $K_2[Ni(CN)_4]$, es:

$$K_2[Ni(CN)_4](aq) \rightarrow 2\ K^+(aq) + [Ni(CN)_4]^{2-}(aq)$$

Como se observa, se producen 3 moles de iones por cada mol de $K_2[Ni(CN)_4]$.

La respuesta correcta es la **d**.

(En Barcelona 2001 la sustancia es $Na_3[Fe(CN)_6]$ y en País Vasco 2015, $Fe_4[Fe(CN)_6]_4$).

1.2. El carbono natural contiene 1,11 % de ^{13}C. Calcule los gramos de ^{13}C que contienen 100 kg de metano, CH_4.
a) $8{,}31 \cdot 10^2$
b) $7{,}48 \cdot 10^4$
c) 69,2
d) $1{,}11 \cdot 10^3$
e) 0,831

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

Considerando que la abundancia corresponde a un porcentaje en masa, la masa de ^{13}C contenida en una muestra de 100 kg de CH_4 es:

$$100\ \text{kg}\ CH_4 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ CH_4}{1\ \text{kg}\ CH_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16{,}0\ \text{g}\ CH_4} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CH_4} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{1{,}11\ \text{g}\ ^{13}C}{100\ \text{g C}} = 832\ \text{g}\ ^{13}C$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.3. El litio natural contiene dos isótopos, ^6Li y ^7Li, con masas atómicas 6,0151 y 7,0160 cuyos porcentajes de abundancia son 7,42 y 92,58; respectivamente. La masa atómica media para el litio es:
a) 6,089
b) 7,0160
c) 6,01510
d) 6,941
e) 6,5156

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

Considerando 100 átomos de litio natural, la masa atómica media que se obtiene es:

$$\frac{7{,}42\ \text{átomos}\ ^6Li \cdot \dfrac{6{,}0151\ \text{u}}{\text{átomo}\ ^6Li} + 92{,}58\ \text{átomos}\ ^7Li \cdot \dfrac{7{,}0160\ \text{u}}{\text{átomo}\ ^7Li}}{100\ \text{átomos Li}} = 6{,}94\ \frac{\text{u}}{\text{átomo}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.4. ¿Cuál de las siguientes cantidades de sustancia contiene mayor número de moléculas?
a) 5,0 g de CO
b) 5,0 g de CO_2
c) 5,0 g de H_2O
d) 5,0 g de O_3
e) 5,0 g de Cl_2

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

Posee más moléculas aquella cantidad de sustancia que tenga mayor número de moles, y como de todas las sustancias existe la misma masa, el mayor número de moles corresponde a la sustancia con menor masa molar:

sustancia	M / g mol^{-1}
CO	28,0
CO_2	44,0
H_2O	18,0
O_3	48,0
Cl_2	71,0

La respuesta correcta es la **c**.

1.5. Un compuesto formado por fósforo y azufre utilizado en las cabezas de cerillas contiene 56,29 % de P y 43,71 % de S. La masa molar correspondiente a la fórmula empírica de este compuesto es:
a) 188,1
b) 220,1
c) 93,94
d) 251,0
e) 158,1

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004)

Para conocer la masa molar del compuesto hay que calcular antes su fórmula empírica. Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto X:

$$\frac{56{,}29 \text{ g P}}{43{,}71 \text{ g S}} \cdot \frac{1 \text{ mol P}}{31{,}0 \text{ g P}} \cdot \frac{32{,}1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = \frac{4 \text{ mol P}}{3 \text{ mol S}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } P_4S_3$$

La masa molar de la sustancia es:

$$M = 4 \text{ mol P} \cdot \frac{31{,}0 \text{ mol P}}{1 \text{ mol P}} + 3 \text{ mol S} \cdot \frac{32{,}1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = 220 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.6. Entre las unidades utilizadas en Química, son muy conocidas:
a) El mol-gramo, que es un gramo de moléculas.
b) El peso atómico, que es la fuerza con que la gravedad terrestre atrae a los átomos.
c) La unidad de masa atómica (u), que es la doceava parte de la masa del isótopo 12 del carbono.
d) El número de Avogadro, que es la base de los logaritmos que se utilizan en los cálculos estequiométricos.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. País Vasco 2014)

a) Falso. El mol-gramo es la cantidad de sustancia que contiene un número de Avogadro de moléculas.

b) Falso. El peso atómico es el peso de un átomo.

c) **Verdadero**. La unidad de masa atómica es la doceava parte de la masa del isótopo ^{12}C.

d) Falso. El número de Avogadro es el número de partículas que constituyen un mol de cualquier sustancia.

La respuesta correcta es la **c**.

1.7. Si 60 g de carbono se combinan con 10 g de hidrógeno para formar un hidrocarburo, la fórmula molecular de este es:
a) C_5H_8
b) C_5H_{10}
c) C_6H_{10}
d) C_6H_{14}

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Extremadura 2017)

Relacionando las cantidades de ambos elementos se puede obtener la fórmula empírica:

$$\frac{10\text{ g H}}{60\text{ g C}}\cdot\frac{1\text{ mol H}}{1{,}0\text{ g H}}\cdot\frac{12{,}0\text{ g C}}{1\text{ mol C}}=2\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol C}}\qquad\rightarrow\qquad\text{fórmula empírica: CH}_2$$

De las fórmulas moleculares propuestas la única que tiene una relación molar 2/1 es C_5H_{10}.

La respuesta correcta es la **b**.

(En Extremadura 2017 se proponen otras masas de carbono e hidrógeno).

1.8. La molécula de oxígeno es más voluminosa que la de hidrógeno, por lo que:
a) En condiciones normales, un mol de oxígeno ocupa un volumen mayor que un mol de hidrógeno.
b) El precio de un mol de oxígeno es mayor que el de un mol de hidrógeno.
c) En condiciones normales, un mol de oxígeno y un mol de hidrógeno ocupan el mismo volumen.
d) El agua contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, para que los dos elementos ocupen la misma fracción del volumen de la molécula.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

a) Falso. El volumen ocupado por las moléculas del gas es despreciable comparado con el volumen ocupado por el gas.

b) Falso. Esta propuesta es absurda, ya que el precio de una sustancia no tiene nada que ver con sus propiedades físicas y químicas.

c) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de Avogadro: $V = k\,n$, siendo k el volumen molar

d) Falso. Esta propuesta también carece de sentido.

La respuesta correcta es la **c**.

1.9. Señale la proposición correcta:
a) En 22,4 L de oxígeno gaseoso, a 0 °C y 1 atm, hay N_A (número de Avogadro) átomos de oxígeno.
b) En una reacción, el número total de átomos de los reactivos es igual al número total de átomos de los productos.
c) En una reacción entre gases, el volumen total de los reactivos es igual al volumen total de los productos (medidos a la misma presión y temperatura).
d) En una reacción, el número total de moles de los reactivos es igual al número total de moles de los productos.
e) El volumen de 16 g de oxígeno es igual al de 16 g de hidrógeno (a la misma presión y temperatura).

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Asturias 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Baleares 2011) (O.Q.L. Madrid 2013)

a) Falso. Un volumen de 22,4 L, a 0 °C y 1 atm, constituyen 1 mol de sustancia y, de acuerdo con la ley de Avogadro está integrado por N_A moléculas.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier, el número de átomos de las especies iniciales es el mismo que el número de átomos de las especies finales.

c-d) Falso. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier, el número de moles de las especies iniciales no tiene porqué ser el mismo que el número de moles de las especies finales. Además, de acuerdo con esta ley, el número de átomos de las especies iniciales es el mismo que el número de átomos de las especies finales.

e) Falso. Suponiendo que en ciertas condiciones de p y T el volumen molar es V L:

$$16\text{ g O}_2 \cdot \frac{1\text{ mol O}_2}{32{,}0\text{ g O}_2} \cdot \frac{V\text{ L O}_2}{1\text{ mol O}_2} = 0{,}50\, V\text{ L O}_2 \qquad 16\text{ g H}_2 \cdot \frac{1\text{ mol H}_2}{2{,}0\text{ g H}_2} \cdot \frac{V\text{ L H}_2}{1\text{ mol H}_2} = 8{,}0\, V\text{ L H}_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.10. Si se tienen 56 g de nitrógeno, de masa atómica relativa 14, se dispone de un total de:
a) 4 átomos de nitrógeno.
b) $1{,}2 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrógeno.
c) $2{,}4 \cdot 10^{24}$ átomos de nitrógeno.
d) $2{,}303 \cdot 10^{28}$ átomos de nitrógeno.

(O.Q.L. Murcia 1997)

El número de átomos de nitrógeno que integran una muestra de 56 g de N_2 es:

$$56\text{ g N}_2 \cdot \frac{1\text{ mol N}_2}{28{,}0\text{ g N}_2} \cdot \frac{2\text{ mol N}}{1\text{ mol N}_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\text{ átomos N}}{1\text{ mol N}} = 2{,}4 \cdot 10^{24}\text{ átomos N}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.11. Cuando reaccionan nitrógeno e hidrógeno se forma amoníaco. ¿Cuál es la relación correcta entre las masas de ambos elementos para dicha reacción?
a) 1/3
b) 1/7
c) 3/1
d) 14/3

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2013)

A partir de la fórmula del amoníaco NH_3, se conoce la relación molar entre los elementos nitrógeno e hidrógeno, y de la misma se obtiene la relación másica:

$$\frac{1\text{ mol N}}{3\text{ mol H}} \cdot \frac{14{,}0\text{ g N}}{1\text{ mol N}} \cdot \frac{1\text{ mol H}}{1{,}0\text{ g H}} = \frac{14\text{ g N}}{3\text{ g H}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.12. Si el porcentaje de C en un compuesto químico es del 75 % en masa y solo contiene un átomo de C por molécula, ¿cuál será la masa molecular del compuesto químico?
a) 16
b) 32
c) 900
d) 625

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

Relacionando C y compuesto X:

$$\frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol X}} \cdot \frac{12{,}0\text{ g C}}{1\text{ mol C}} \cdot \frac{1\text{ mol X}}{M\text{ g X}} = \frac{75\text{ g C}}{100\text{ g X}} \quad \rightarrow \quad M = 16{,}0\text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.13. La masa atómica del oxígeno es 15,999. Esto significa que:
a) Un átomo de oxígeno tiene una masa de 15,999 g.
b) Cada uno de los átomos de oxígeno que existen tiene una masa de 15,999 u.
c) Un mol de átomos de oxígeno tiene una masa de 15,999 u.
d) La masa isotópica media del oxígeno es 15,999/12,000 veces mayor que la del isótopo más abundante del carbono-12.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

a) Falso. No es correcto decir que la masa atómica del oxígeno es 15,999 g. Ese valor corresponde a su masa molar.

b) Falso. Esa masa es la masa atómica media del oxígeno, no la de todos los átomos ya que el oxígeno presenta tres isótopos naturales, ^{16}O, ^{17}O y ^{18}O.

c) Falso. La masa molar tiene el mismo valor numérico que la masa atómica, pero se expresa en gramos.

d) **Verdadero**. Como la unidad de masa atómica se define a partir del ^{12}C, es correcto decir que el átomo de oxígeno es 15,999/12,000 veces más pesado que el átomo de ^{12}C.

La respuesta correcta es la **d**.

1.14. Un óxido del elemento químico A contiene 79,88 % de A. Si el elemento químico A es 3,97 veces más pesado que el átomo de oxígeno, ¿cuál será la fórmula del óxido?
a) AO
b) A_2O_3
c) A_2O
d) AO_2

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

Tomando una base de cálculo de 100 g de óxido y relacionando las cantidades de A y O que contiene:

$$\frac{79{,}88\ \text{g A}}{(100-79{,}88)\ \text{g O}}\cdot\frac{M\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}}\cdot\frac{1\ \text{mol A}}{3{,}97\ M\ \text{g A}}=\frac{1\ \text{mol A}}{1\ \text{mol O}}\quad\rightarrow\quad\text{Fórmula empírica: AO}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.15. Una muestra de 60,0 mg de X_2O_5 contiene 33,8 mg de oxígeno. La masa atómica de X es:
a) 4,98
b) 35,0
c) 31,0
d) 18,5

(O.Q.L. Castilla y León 1997)(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

A partir de la estequiometría del X_2O_5 se puede obtener la masa atómica del elemento X:

$$60{,}0\ \text{mg}\ X_2O_5\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ X_2O_5}{(2M+5\cdot 16{,}0)\ \text{mg}\ X_2O_5}\cdot\frac{5\ \text{mmol O}}{1\ \text{mmol}\ X_2O_5}\cdot\frac{16{,}0\ \text{mg O}}{1\ \text{mmol O}}=33{,}8\ \text{mg O}$$

Se obtiene, $M = 31{,}0\ \text{g mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **c**.

(En las cuestiones propuestas en 1997 y 2008 las cantidades son diferentes).

1.16. Se pesa un recipiente cerrado que contiene CCl_4 en estado gaseoso, a una determinada presión y temperatura. Este recipiente se vacía y se llena después con $O_2(g)$ a la misma presión y temperatura. Señale la proposición correcta:
a) El peso del vapor de CCl_4 es igual al peso de O_2.
b) El número de moléculas de CCl_4 es 2,5 veces mayor que el número de moléculas de O_2.
c) El número total de átomos en el recipiente cuando contiene CCl_4 es igual al número total de átomos cuando contiene O_2.
d) El número total de átomos en el recipiente cuando contiene CCl_4 es 2,5 veces mayor que cuando contiene O_2.
e) El número de moléculas de CCl_4 y de O_2 es diferente.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Cantabria 2017)

a) Falso. De acuerdo con la ley de Avogadro, se trata de volúmenes iguales de gases en idénticas presiones de presión y temperatura, es decir, igual número de moles de cada sustancia, n. Como ambas sustancias tienen diferente masa molar las masas de gas también son diferentes.

b-e) Falso. Si el número de moles de cada gas es el mismo, el número de moléculas también lo es.

c) Falso. Si el número de moles de cada es gas es el mismo, el número de moléculas también lo es, pero la molécula de CCl_4 está integrada por 5 átomos mientras que la de O_2 está formada por 2 átomos.

d) **Verdadero**. Si el número de moles de cada es gas es el mismo, el número de moléculas también lo es, y como la molécula de CCl_4 está integrada por 5 átomos mientras que la de O_2 está formada por 2 átomos, la relación atómica entre ambas muestras es $5/2 = 2,5$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.17. ¿Cuál de las siguientes cantidades de oxígeno contiene mayor número de moléculas?
a) $1,0 \cdot 10^{24}$ moléculas
b) 2,5 mol
c) 78,4 L en condiciones normales
d) 96 g
e) 10 L medidos a 2 atm de presión y 100 °C de temperatura.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L Murcia 2006) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. La Rioja 2014)

Contendrá más moléculas la muestra que esté formada por más moles de O_2.

a) Falso.

$$1,0 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2} = 1,7 \text{ mol } O_2$$

c) **Verdadero**.

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 78,4 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 3,5 \text{ mol } O_2$$

d) Falso.

$$96 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,0 \text{ g } O_2} = 3,0 \text{ mol } O_2$$

e) Falso.

$$n = \frac{2 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (100 + 273,15) \text{ K}} = 0,7 \text{ mol } O_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En Valencia, Murcia y La Rioja se cambian las cantidades de algunos apartados).

1.18. En 60 g de calcio hay el mismo número de átomos que en:
a) 0,75 mol de helio.
b) 32 g de azufre.
c) 1,5 mol de dióxido de carbono.
d) 0,50 mol de dióxido de carbono.
e) 55 g de sodio.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Murcia 2016) (O.Q.L. Cantrabria 2017)

La muestra con más átomos es aquella que está integrada por mayor número de moles de átomos.

El número de moles de átomos que integran una muestra de 60 g de Ca es:

$$60\text{ g Ca}\cdot\frac{1\text{ mol Ca}}{40{,}0\text{ g Ca}}=1{,}5\text{ mol}$$

a) Falso. El número de moles He es diferente que el de Ca ya que el He no forma moléculas.

b) Falso.

$$32\text{ g S}\cdot\frac{1\text{ mol S}}{32{,}1\text{ g S}}=1{,}0\text{ mol S}$$

c) Falso.

$$1{,}5\text{ mol CO}_2\cdot\frac{3\text{ mol (C y O)}}{1\text{ mol CO}_2}=4{,}5\text{ mol}$$

d) **Verdadero**.

$$0{,}50\text{ mol CO}_2\cdot\frac{3\text{ mol (C y O)}}{1\text{ mol CO}_2}=1{,}5\text{ mol}$$

e) Falso. El número de moles de átomos que integran una muestra de 55 g de Na es:

$$55\text{ g Na}\cdot\frac{1\text{ mol Na}}{23{,}0\text{ g Na}}=2{,}4\text{ mol Na}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.19. ¿Qué masa, en gramos, debe corresponderle a un mol de albaricoques (ciruelas) si una docena de ellos tienen una masa de 240 g?
a) $6{,}022\cdot10^{-23}$
b) $1{,}2\cdot10^{25}$
c) $6{,}02\cdot10^{23}$
d) Tan poco que no podría pesarse.
e) Ninguna de las respuestas anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. País Vasco 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Extremadura 2017) (O.Q.L. País Vasco 2017)

El concepto de mol solo es aplicable al mundo atómico, para el mundo macroscópico se obtiene un valor muy elevado tal como se demuestra:

$$\frac{240\text{ g}}{12\text{ partículas}}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ partículas}}{1\text{ mol}}=1{,}25\cdot10^{25}\text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En Extremadura 2017 se proporcionan otros datos numéricos y se cambian albaricoques o ciruelas por lombardas y en País Vasco 2017 se cambia la fruta por huevos).

1.20. Dos recipientes idénticos contienen, en condiciones normales, 4,0 g de helio y 4,0 g de dihidrógeno, respectivamente. ¿Cuál es la relación entre el número de partículas de helio y el número de partículas de dihidrógeno existentes en cada recipiente?
a) 1:1
b) 1:2
c) 1:4
d) 2:1

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Valencia 2015)

▪ El número de átomos de He que integran una muestra de 4 g de He es:

$$4{,}0\ \text{g He}\,\frac{1\ \text{mol He}}{4{,}0\ \text{g He}}\cdot\frac{6{,}022\cdot 10^{23}\ \text{átomos He}}{1\ \text{mol He}} = 6{,}0\cdot 10^{23}\ \text{átomos He}$$

▪ El número de moléculas de H_2 que integran una muestra de 4 g es H_2:

$$4{,}0\ \text{g H}_2\,\frac{1\ \text{mol H}_2}{2{,}0\ \text{g H}_2}\cdot\frac{6{,}022\cdot 10^{23}\ \text{moléculas H}_2}{1\ \text{mol H}_2} = 1{,}2\cdot 10^{24}\ \text{moléculas H}_2$$

La relación entre átomos de He y moléculas de H_2 es:

$$\frac{6{,}0\cdot 10^{23}\ \text{átomos He}}{1{,}2\cdot 10^{24}\ \text{moléculas H}_2} = \frac{1\ \text{átomo He}}{2\ \text{moléculas H}_2}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.21. Por reacción entre 0,25 mol de cloro, en estado gaseoso, con suficiente cantidad de un metal M se producen 0,10 mol del cloruro de dicho elemento. La fórmula de dicho cloruro debe ser:
a) MCl_3
b) M_2Cl_5
c) MCl_5
d) M_5Cl_2

(O.Q.L. Murcia 1998)

Si se trata de un cloruro metálico, el número de átomos del elemento M en la fórmula debe ser 1, ya que el número de oxidación del cloro en los cloruros es –1:

$$0{,}10\ \text{mol MCl}_x\cdot\frac{x\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol MCl}_x}\cdot\frac{1\ \text{mol Cl}_2}{2\ \text{mol Cl}} = 0{,}25\ \text{mol Cl}_2 \quad\rightarrow\quad x = 5 \quad\rightarrow\quad \text{fórmula} = \text{MCl}_5$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.22. El espectro de masas del bromo, de número atómico 35, revela que en la naturaleza se encuentran dos isótopos de bromo, los de número másico 79 y 81, que se encuentran en la proporción respectiva 50,5 % y 49,5 %. Por tanto, la masa atómica relativa promedio del bromo es:
a) 35,79
b) 79,81
c) 79,99
d) 81,35

(O.Q.L. Murcia 1998)

Haciendo la aproximación de que los números másicos son las masas isotópicas, la masa atómica media del bromo es:

$$\frac{50{,}5 \text{ átomos } {}^{79}\text{Br} \cdot \dfrac{79 \text{ u}}{\text{átomo } {}^{79}\text{Br}} + 49{,}5 \text{ átomos } {}^{81}\text{Br} \cdot \dfrac{81 \text{ u}}{\text{átomo } {}^{81}\text{Br}}}{100 \text{ átomos Br}} = 79{,}99 \frac{\text{u}}{\text{átomo}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.23. Todos saben responder a la pregunta ¿qué pesa más 1 kg de hierro o 1 kg de paja?; pero ¿dónde hay más átomos?
a) 1 mol de S_8
b) 1 mol de P_4
c) 1 kg de Fe
d) 1 kg de Li

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Falso.

$$1 \text{ mol } S_8 \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } S_8}{1 \text{ mol } S_8} \cdot \frac{8 \text{ átomos S}}{1 \text{ molécula } S_8} = 4{,}8 \cdot 10^{24} \text{ átomos S}$$

b) Falso.

$$1 \text{ mol } P_4 \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } P_4}{1 \text{ mol } P_4} \cdot \frac{4 \text{ átomos P}}{1 \text{ molécula } P_4} = 2{,}4 \cdot 10^{24} \text{ átomos P}$$

d) Falso.

$$1 \text{ kg Fe} \cdot \frac{10^3 \text{ g Fe}}{1 \text{ kg Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55{,}8 \text{ g Fe}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 1{,}1 \cdot 10^{25} \text{ átomos Fe}$$

d) **Verdadero**.

$$1 \text{ kg Li} \cdot \frac{10^3 \text{ g Li}}{1 \text{ kg Li}} \cdot \frac{1 \text{ mol Li}}{7{,}0 \text{ g Li}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Li}}{1 \text{ mol Li}} = 8{,}6 \cdot 10^{25} \text{ átomos Li}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.24. Siendo la masa atómica del H = 1, ¿cuál de las siguientes cantidades equivale a 2 g de hidrógeno?
a) $6{,}023 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno.
b) $6{,}023 \cdot 10^{22}$ moléculas de H_2.
c) 2 mol de átomos de hidrógeno.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Se transforman todas las cantidades en masa de hidrógeno.

a) Falso.

$$6{,}023 \cdot 10^{23} \text{ átomos H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 1{,}0 \text{ g H}$$

b) Falso.

$$6{,}023 \cdot 10^{22} \text{ moléculas } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2} \cdot \frac{2{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol } H_2} = 0{,}2 \text{ g H}$$

c) **Verdadero**.

$$2 \text{ mol H} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 2 \text{ g H}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.25. El análisis químico elemental de la nicotina tiene la siguiente composición: 74,04 % C; 8,70 % H y 17,24 % N. Si la masa molecular de la nicotina es 162,2; su fórmula molecular es:
a) CH_2N
b) $C_{20}H_{28}N_4$
c) C_2H_5N
d) C_5H_7N
e) $C_{10}H_{14}N_2$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Tomando una base de cálculo de 100 g de nicotina y relacionando las cantidades dadas con la masa molar se obtiene la fórmula molecular de la nicotina:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{74{,}04\ \text{g C}}{100\ \text{g nicotina}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}}\cdot\dfrac{162{,}2\ \text{g nicotina}}{1\ \text{mol nicotina}} = 10\,\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol nicotina}} \\[2ex] \dfrac{8{,}70\ \text{g H}}{100\ \text{g nicotina}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}}\cdot\dfrac{162{,}2\ \text{g nicotina}}{1\ \text{mol nicotina}} = 14\,\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol nicotina}} \\[2ex] \dfrac{17{,}24\ \text{g N}}{100\ \text{g nicotina}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol N}}{14{,}0\ \text{g N}}\cdot\dfrac{162{,}2\ \text{g nicotina}}{1\ \text{mol nicotina}} = 2\,\dfrac{\text{mol N}}{\text{mol nicotina}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{F. molecular: } C_{10}H_{14}N_2$$

La respuesta correcta es la **e**.

(En la cuestión propuesta en Asturias 2006 y La Rioja 2011 se pide calcular la fórmula más simple).

1.26. Los únicos productos del análisis de un compuesto puro fueron 0,50 mol de átomos de carbono y 0,75 mol de átomos de hidrógeno, lo que indica que la fórmula empírica del compuesto es:
a) CH_4
b) CH
c) C_2H_3
d) CH_2

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. La Rioja 2012)

La relación entre moles de átomos permite obtener la fórmula empírica:

$$\frac{0{,}75\ \text{mol H}}{0{,}50\ \text{mol C}} = \frac{3\ \text{mol H}}{2\ \text{mol C}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } C_2H_3$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.27. El fosfato trisódico contiene un 42,0 % de sodio. Los gramos de una mezcla que contiene 75,0 % de fosfato trisódico y 25,0 % de fosfato tripotásico necesarios para suministrar 10,0 g de sodio son:
a) 55,5 g
b) 100 g
c) 31,7 g
d) 18,5 g

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

Relacionando mezcla con Na:

$$x\ \text{g mezcla}\cdot\frac{75{,}0\ \text{g } Na_3PO_4}{100\ \text{g mezcla}}\cdot\frac{42{,}0\ \text{g Na}}{100\ \text{g } Na_3PO_4} = 10{,}0\ \text{g Na} \quad \rightarrow \quad x = 31{,}7\ \text{g mezcla}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.28. Un compuesto de fórmula AB_3 contiene un 40 % en masa de A. La masa atómica de A debe ser:
a) La mitad de B
b) Igual a la de B
c) El doble de B
d) La tercera parte de B
e) $M_B = 4\ M_A$
f) $M_A = 1{,}8\ M_B$
g) $M_B = 0{,}6\ M_A$

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Murcia 2016) (O.Q.L. Madrid 2017)

Tomando como base de cálculo 100 g de AB_3 y partiendo de la relación molar se obtiene la relación entre las masas molares de ambos elementos:

$$\frac{1\ \text{mol A}}{3\ \text{mol B}} \cdot \frac{M_A\ \text{g A}}{1\ \text{mol A}} \cdot \frac{1\ \text{mol B}}{M_B\ \text{g B}} = \frac{40\ \text{g A}}{60\ \text{g B}} \quad \rightarrow \quad \frac{M_A}{M_B} = 2 \quad \rightarrow \quad M_A = 2\ M_B$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.29. Cuando se quema 1 L de cierto hidrocarburo gaseoso con exceso de oxígeno, se obtienen 2 L de dióxido de carbono y 1 L de vapor de agua, todos los gases medidos en las mismas condiciones de p y T. ¿Cuál es la fórmula del hidrocarburo?
a) C_2H_8
b) CH_4
c) C_2H_2
d) C_2H_4

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

En la combustión del hidrocarburo todo el C del mismo se transforma en CO_2 y el H en H_2O. De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación volumétrica coincide con la relación molar y permite obtener la fórmula del hidrocarburo:

$$\frac{2\ \text{L } CO_2}{1\ \text{L hidrocarburo}} \rightarrow \frac{2\ \text{mol } CO_2}{1\ \text{mol hidrocarburo}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol } CO_2} = 2\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol hidrocarburo}}$$

$$\frac{1\ \text{L } H_2O}{1\ \text{L hidrocarburo}} \rightarrow \frac{1\ \text{mol } H_2O}{1\ \text{mol hidrocarburo}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol } H_2O} = 2\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol hidrocarburo}}$$

La fórmula empírica que se obtiene es CH y se corresponde con el hidrocarburo C_2H_2.

La respuesta correcta es la **c**.

1.30. La mayoría de los cianuros son compuestos venenosos letales. Por ejemplo, la ingestión de una cantidad tan pequeña como 0,00100 g de cianuro de potasio, KCN, puede ser fatal. ¿Cuántas moléculas de KCN están contenidas en dicha cantidad?
a) $9{,}26 \cdot 10^{18}$
b) $6{,}02 \cdot 10^{23}$
c) $1{,}54 \cdot 10^{-5}$
d) $1{,}54 \cdot 10^{5}$

(O.Q.L. Murcia 1999)

En el caso del KCN no tiene sentido hablar de moléculas al tratarse de una sustancia cristalina, deberían ser unidades fórmula, y el número de estas que integran una muestra de 0,00100 g es:

$$0{,}00100\ \text{g KCN} \cdot \frac{1\ \text{mol KCN}}{65{,}1\ \text{g KCN}} \cdot \frac{N_A\ \text{unidades fórmula KCN}}{1\ \text{mol KCN}} = 9{,}25 \cdot 10^{18}\ \text{unidades fórmula KCN}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.31. ¿Cuál es el estado de oxidación del fósforo en el compuesto que se forma cuando 3,1 g de fósforo reaccionan completamente con 5,6 L de cloro gas, Cl_2, en condiciones normales?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5

(O.Q.L. Murcia 1999)

Si se trata de un cloruro de fósforo, el número de átomos de este en la fórmula debe ser 1, ya que el número de oxidación del cloro en los cloruros es –1, por tanto, considerando comportmiento ideal, a partir de la relación molar se obtiene el número de oxidación del fósforo:

$$\frac{5{,}6\ \text{L Cl}_2}{3{,}1\ \text{g P}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}_2}{22{,}4\ \text{L Cl}_2} \cdot \frac{2\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol Cl}_2} \cdot \frac{31{,}0\ \text{g P}}{1\ \text{mol P}} = 5\ \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol P}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.32. El ácido ascórbico (vitamina C) cura el escorbuto y puede ayudar a combatir el resfriado común. Se compone de 40,92 % de carbono; 4,58 % de hidrógeno y el resto oxígeno. Su fórmula empírica será:
a) $C_3H_5O_3$
b) $C_9H_{16}O_{13}$
c) $C_4H_6O_4$
d) $C_3H_4O_3$

(O.Q.L. Murcia 1999)

Tomando una base de cálculo de 100 g de vitamina C, la cantidad de oxígeno que contiene es:

$$100\ \text{g vitamina} - (40{,}92\ \text{g C} + 4{,}58\ \text{g H}) = 54{,}5\ \text{g O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{r} 40{,}92\ \text{g C} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} = 3{,}41\ \text{mol C} \\ 4{,}58\ \text{g H} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} = 4{,}6\ \text{mol H} \\ 54{,}5\ \text{g O} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 3{,}41\ \text{mol O} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{3{,}41\ \text{mol C}}{3{,}41\ \text{mol O}} = \dfrac{3\ \text{mol C}}{3\ \text{mol O}} \\ \dfrac{4{,}6\ \text{mol H}}{3{,}41\ \text{mol O}} = \dfrac{4\ \text{mol H}}{3\ \text{mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow C_3H_4O_3$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.33. ¿Cuál de las siguientes muestras de gas contiene un menor número de moléculas?
a) 20 L de nitrógeno a 1 atm y 600 K.
b) 10 L de dióxido de carbono (CO_2) a 2 atm y 300 K.
c) 10 L de hidrógeno, a 2 atm y 27 °C.
d) 5 L de metano (CH_4) a 4 atm y 0 °C.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Baleares 2007)

De acuerdo con el concepto de mol, la muestra que tenga el menor número de moles es la que está integrada por un menor número de moléculas.

a) **Verdadero.**

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 20\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 600\ \text{K}} = 0{,}41\ \text{mol N}_2$$

b) Falso.

$$n = \frac{2\text{ atm} \cdot 10\text{ L}}{(0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) \cdot 300\text{ K}} = 0{,}81\text{ mol O}_2$$

c) Falso.

$$n = \frac{2\text{ atm} \cdot 10\text{ L}}{(0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\text{ K}} = 0{,}81\text{ mol H}_2$$

d) Falso.

$$n = \frac{4\text{ atm} \cdot 5\text{ L}}{(0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15\text{ K}} = 0{,}89\text{ mol CH}_4$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.34. El hecho de que la masa atómica relativa promedio de los elementos nunca es un número entero es debido a:
a) Una mera casualidad.
b) Que hay átomos de un mismo elemento que pueden tener distinto número de protones.
c) Que hay átomos de un mismo elemento que pueden tener distinto número de neutrones.
d) Que hay átomos de un mismo elemento que pueden tener distinto número de electrones.
e) Que cualquier elemento contiene siempre impurezas de otros elementos.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. País Vasco 2009)

Se debe a la existencia de isótopos, átomos de un mismo elemento que tienen distinto número de neutrones, es decir, átomos de un mismo elemento pero con diferente masa atómica.

La respuesta correcta es la **c**.

1.35. ¿Cuál de los siguientes pares de compuestos es un buen ejemplo de la ley de las proporciones múltiples de Dalton?
a) H_2O y D_2O (
b) H_2O y H_2S
c) SO_2 y SeO_2
d) CuCl y $CuCl_2$
e) NaCl y NaBr

(Nota: D representa al deuterio)

(O.Q.N. Murcia 2000)

La ley de las proporciones múltiples de Dalton (1808) dice:

> "las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar diferentes compuestos están en relación de números enteros sencillos".

a) Falso. H_2O y D_2O no pueden cumplir la ley ya que se trata de compuestos formados con un isótopo diferente.

b-c-e) Falso. Las parejas, H_2O y H_2S, SO_2 y SeO_2 y NaCl y NaBr, no pueden cumplir la ley ya que los dos elementos no están presentes en los dos compuestos de cada pareja.

d) **Verdadero**. La pareja CuCl y $CuCl_2$ sí cumple la ley, ya que se según se ve en las fórmulas, con una misma cantidad de cobre, 1 mol, se combinan cantidades de cloro en una relación 1/2.

La respuesta correcta es la **d**.

1.36. Una galena contiene 10 % de sulfuro de plomo(II) y el resto son impurezas. La masa de plomo que contienen 75 g de ese mineral es:
a) 6,5 g
b) 25,4 g
c) 2,5 g
d) 95,8 g

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

De acuerdo con la estequiometría existente en el PbS, la masa de Pb contenida en 75 g de galena es:

$$75\ \text{g galena}\cdot\frac{10\ \text{g PbS}}{100\ \text{g galena}}\cdot\frac{1\ \text{mol PbS}}{239{,}1\ \text{g PbS}}\cdot\frac{1\ \text{mol Pb}}{1\ \text{mol PbS}}\cdot\frac{207{,}0\ \text{g Pb}}{1\ \text{mol Pb}}=6{,}5\ \text{g Pb}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.37. Dos compuestos tienen la misma composición centesimal: 92,25 % de carbono y 7,75 % de hidrógeno. De las siguientes afirmaciones, indique cuáles son correctas:
1) Ambos tienen la misma fórmula empírica.
2) Ambos tienen la misma fórmula empírica y molecular.
3) Si la masa molecular de uno de ellos es aproximadamente 78, su fórmula molecular es C_6H_6.
4) La fórmula molecular no está relacionada con la masa molecular.
a) 1
b) 2
c) 3 y 4
d) 1 y 3

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) **Verdadero**. Los compuestos C_2H_2 y C_6H_6 tienen la misma composición centesimal y la misma fórmula empírica, $(CH)_n$.

La composición centesimal del acetileno es:

$$\frac{2\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ C_2H_2}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_2H_2}{26{,}0\ \text{g}\ C_2H_2}\cdot 100=92{,}2\ \%\ \text{C}$$

$$\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ C_2H_2}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_2H_2}{26{,}0\ \text{g}\ C_2H_2}\cdot 100=7{,}8\ \%\ \text{H}$$

La composición centesimal del benceno es:

$$\frac{6\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ C_6H_6}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_6H_6}{78{,}0\ \text{g}\ C_6H_6}\cdot 100=92{,}2\ \%\ \text{C}$$

$$\frac{6\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ C_6H_6}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_6H_6}{78{,}0\ \text{g}\ C_6H_6}\cdot 100=7{,}8\ \%\ \text{H}$$

2) Falso. Los compuestos C_2H_2 y C_6H_6 tienen distinta fórmula molecular y la misma fórmula empírica, $(CH)_n$, se diferencian en el valor de n, que es 1 para el acetileno y 6 para el benceno.

3) **Verdadero**. La masa molecular del C_6H_6 es, aproximadamente, 78 u.

4) Falso. La masa molar de ambos se obtiene multiplicando por n el valor de la masa molecular de la fórmula empírica.

La respuesta correcta es la **d**.

1.38. Si a partir de 1,3 g de cromo se han obtenido 1,9 g de óxido de cromo(III), ¿cuál será la masa atómica del cromo?
a) 40
b) 52
c) 104
d) 63,54

(O.Q.L. Murcia 2000)

A partir de la fórmula del óxido de cromo(III), Cr_2O_3, se conoce la relación molar Cr/O, y partir de la misma la masa molar del Cr:

$$\frac{(1{,}9-1{,}3)\text{ g O}}{1{,}3\text{ g Cr}}\cdot\frac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}}\cdot\frac{M\text{ g Cr}}{1\text{ mol Cr}}=\frac{3\text{ mol O}}{2\text{ mol Cr}}\qquad\rightarrow\qquad M=52\text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.39. Una muestra de 0,01 mol del cloruro de un elemento X reacciona completamente con 200 cm^3 de una disolución 0,1 M de nitrato de plata. ¿Cuál es la identidad de dicho elemento?
a) K
b) Ca
c) Al
d) Si

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2007)

Si se trata de un cloruro metálico, el número de átomos de X en la fórmula debe ser 1, ya que el número de oxidación del cloro en los cloruros es –1 por lo que la fórmula de dicho cloruro es XCl_x, siendo x el número de oxidación del elemento desconocido X.

Como la reacción entre $AgNO_3$ y XCl_x es completa, quiere decir que x mmol de $AgNO_3$ reaccionan con 1 mmol de XCl_x, por tanto:

$$200\text{ mL AgNO}_3\text{ 0,1 M}\cdot\frac{0{,}1\text{ mmol AgNO}_3}{1\text{ mL AgNO}_3\text{ 0,1 M}}\cdot\frac{1\text{ mmol XCl}_x}{x\text{ mmol AgNO}_3}=0{,}01\text{ mol XCl}_x\cdot\frac{10^3\text{ mmol XCl}_x}{1\text{ mol XCl}_x}$$

Se obtiene, $x = 2$. El único de los elementos propuestos que tiene número de oxidación +2 es el Ca.

La respuesta correcta es la **b**.

1.40. Señale la proposición correcta:
a) En 2,01594 g de hidrógeno natural hay el mismo número de átomos que en 12,0000 g del isótopo 12 del carbono.
b) El volumen que ocupa un mol de un gas es siempre 22,4 L.
c) El volumen que ocupa un mol de un líquido (en cm^3) es igual a la masa de un mol de (en gramos) dividido por la densidad de la sustancia (en g cm^{-3}).
d) El volumen de un mol de sustancia sólida, líquida o gaseosa es siempre 22,4 L.
e) 2 mol de hidrógeno contienen el mismo número de átomos que 8 g de hidrógeno a 1 atm y 0 °C.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Cantabria 2014)

a) Falso. De acuerdo con el concepto de mol que dice que:

> "mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales (un número de Avogadro, N_A) como átomos hay en 0,012 kg de carbono-12".

$$2{,}0194\text{ g H}_2\cdot\frac{1\text{ mol H}_2}{2{,}0194\text{ g H}_2}\cdot\frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol H}_2}\cdot\frac{N_A\text{ átomos H}}{1\text{ mol H}}=2N_A\text{ átomos H}$$

La muestra de 2,01594 g de H_2 contiene doble número de átomos que 12,0000 g de C-12.

b-d) Falso. 22,4 L es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas medido de condiciones normales de presión y temperatura, 1 atm y 0 °C.

c) **Verdadero**. De acuerdo con el concepto de densidad:

$$V = \frac{M\ (\text{g mol}^{-1})}{\rho\ (\text{g cm}^{-3})} = \frac{M}{\rho}\text{cm}^3\ \text{mol}^{-1}$$

e) Falso.

$$8\ \text{g H}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2}{2{,}0\ \text{g H}_2} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos H}}{1\ \text{mol H}} = 8N_A\ \text{átomos H}$$

$$2\ \text{mol H}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos H}}{1\ \text{mol H}} = 4N_A\ \text{átomos H}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en Madrid se cambia 2,01594 g de hidrógeno por 31,9988 g de oxígeno).

1.41. Dadas las siguientes cantidades de $C_3H_8(g)$. ¿En cuál de ellas existen únicamente 11 átomos?
a) $7{,}31 \cdot 10^{-23}$ g de C_3H_8.
b) 22,4 L de C_3H_8 en condiciones normales.
c) 1 mol de C_3H_8 en condiciones normales.
d) 44 g de C_3H_8.

(O.Q.L. Asturias 2001) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Rioja 2009) (O.Q.L. Rioja 2011)

Para que una muestra contenga un número de átomos tan pequeño debe tener una masa pequeñísima.

$$11\ \text{átomos} \cdot \frac{1\ \text{molécula C}_3\text{H}_8}{11\ \text{átomos}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}_3\text{H}_8}{N_A\ \text{moléculas C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g C}_3\text{H}_8}{1\ \text{mol C}_3\text{H}_8} = 7{,}31 \cdot 10^{-23}\ \text{g C}_3\text{H}_8$$

Las respuestas a), b) y c) corresponden a un mol de sustancia y por ello contienen un número de Avogadro de moléculas.

La respuesta correcta es la **a**.

1.42. Uno de los silicatos utilizados para la fabricación del cemento Portland contiene el 52,7 % de calcio; 12,3 % de silicio y 35,0 % de oxígeno. Su fórmula molecular debe ser:
a) Ca_3SiO_5
b) $CaSiO_3$
c) Ca_2SiO_4
d) Ca_2SiO_7

(O.Q.L. Murcia 2001)

Tomando una base de cálculo de 100 g de cemento y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla de un compuesto:

$$\left.\begin{array}{l} 52{,}7\ \text{g Ca} \cdot \dfrac{1\ \text{mol Ca}}{40{,}1\ \text{g Ca}} = 1{,}32\ \text{mol Ca} \\[2ex] 12{,}3\ \text{g Si} \cdot \dfrac{1\ \text{mol Si}}{28{,}0\ \text{g Si}} = 0{,}439\ \text{mol Si} \\[2ex] 35{,}0\ \text{g O} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 2{,}19\ \text{mol O} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{1{,}32\ \text{mol Ca}}{0{,}439\ \text{mol Si}} = 3\dfrac{\text{mol Ca}}{\text{mol Si}} \\[2ex] \dfrac{2{,}19\ \text{mol O}}{0{,}439\ \text{mol Si}} = 5\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol Si}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{Ca}_3\text{SiO}_5$$

La fórmula empírica o sencilla que se obtiene es Ca_3SiO_5, y como se trata de un compuesto cristalino no tiene sentido hablar de fórmula molecular.

La respuesta correcta es la **a**.

1.43. Las feromonas son un tipo especial de compuestos secretados por las hembras de muchas especies de insectos con el fin de atraer a los machos para el apareamiento. Una feromona tiene de fórmula molecular $C_{19}H_{38}O$. La cantidad de feromona normalmente secretada por una hembra es, aproximadamente, de $1{,}00 \cdot 10^{-12}$ g. ¿Cuántas moléculas de feromona hay en esa cantidad?
a) $1{,}66 \cdot 10^{-36}$
b) $3{,}54 \cdot 10^{-15}$
c) $2{,}14 \cdot 10^{9}$
d) $6{,}02 \cdot 10^{11}$

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. Baleares 2008) (O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. La Rioja 2014)

Las respuestas a y b son absurdas por tratarse de números menores que la unidad.

El número de moléculas que integran una muestra de $1{,}0 \cdot 10^{-12}$ g de $C_{19}H_{38}O$ es:

$$1{,}00 \cdot 10^{-12}\ \text{g}\ C_{19}H_{38}O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_{19}H_{38}O}{282{,}0\ \text{g}\ C_{19}H_{38}O} \cdot \frac{N_A\ \text{moléculas}\ C_{19}H_{38}O}{1\ \text{mol}\ C_{19}H_{38}O} = 2{,}14 \cdot 10^{9}\ \text{moléculas}\ C_{19}H_{38}O$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.44. Indique cuál o cuáles de las siguientes propuestas es/son correcta/s:

1) Mol es una unidad de masa que representa la masa molecular expresada en gramos.
2) Un mol es un número de Avogadro de partículas.
3) Un mol de agua tiene las mismas moléculas que un mol de benceno.
4) Cuando dos sustancias reaccionan lo hacen siempre mol a mol.

a) Solo 1
b) Todas
c) 2 y 3
d) 1, 2 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1) Incorrecto. El mol indica el número de partículas relacionado con una determinada masa.

2-3) **Correcto**. Un mol contiene un número de Avogadro de partículas de cualquier sustancia.

4) Incorrecto. La proporción en la que reaccionan las sustancias puede ser cualquiera.

La respuesta correcta es la **c**.

1.45. Dadas las siguientes fórmulas:

C_2H_2, $Hg_2(NO_3)_2$, C_6H_6, C_2H_6O, Na_2O_2

a) Todas son fórmulas empíricas.
b) La única fórmula empírica es C_2H_6O.
c) C_2H_2 y C_6H_6 son fórmulas empíricas.
d) Solo son fórmulas empíricas las correspondientes a los compuestos orgánicos.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) Falso. Las fórmulas C_2H_2 y C_6H_6 corresponden, respectivamente, a las fórmulas moleculares del acetileno y benceno.

Las fórmulas $Hg_2(NO_3)_2$ y Na_2O_2 corresponden a compuestos inorgánicos para los que no existe la fórmula molecular.

b) **Verdadero**. La fórmula C_2H_6O es la única que no se puede simplificar por lo que se trata de una fórmula empírica o sencilla.

c) Falso. Según se ha explicado en el apartado a).

d) Falso. Según se ha explicado en los apartados anteriores.

La respuesta correcta es la **b**.

1.46. Indique el compuesto cuya composición centesimal es C = 62,1 %, H = 10,3 % y O = 27,6 %.
a) CH_3OCH_3
b) CH_3COOCH_3
c) CH_3COOH
d) CH_3COCH_3

(O.Q.L. Valencia 2001)

Tomando como base de cálculo 100 g de compuesto y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla de un compuesto:

$$\left.\begin{array}{l} 62{,}1\text{ g C}\cdot\dfrac{1\text{ mol C}}{12{,}0\text{ g C}}=5{,}18\text{ mol C} \\[2ex] 10{,}3\text{ g H}\cdot\dfrac{1\text{ mol H}}{1{,}0\text{ g H}}=10{,}3\text{ mol H} \\[2ex] 27{,}6\text{ g O}\cdot\dfrac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}}=1{,}73\text{ mol O} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{5{,}18\text{ mol C}}{1{,}73\text{ mol O}}=3\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\[2ex] \dfrac{10{,}3\text{ mol H}}{1{,}73\text{ mol O}}=6\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{F. empírica: } C_3H_6O$$

Suponiendo un valor de $n = 1$, la sustancia que se corresponde con la fórmula obtenida es CH_3COCH_3.

La respuesta correcta es la **d**.

1.47. ¿Cuál de las siguientes sustancias contiene mayor número de átomos?
a) 5 mol de H_2O
b) 6 mol de CS_2
c) 3 mol de $NaNO_3$
d) 2 mol de NH_4OH
e) 6 mol de NaH

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La muestra que contiene más átomos es aquella que está integrada por un mayor número de moles de átomos.

a) Falso.

$$5\text{ mol }H_2O\cdot\frac{3\text{ mol átomos}}{1\text{ mol }H_2O}=15\text{ mol}$$

b) **Verdadero**.

$$6\text{ mol }CS_2\cdot\frac{3\text{ mol átomos}}{1\text{ mol }CS_2}=18\text{ mol}$$

c) Falso.

$$3\text{ mol }NaNO_3\cdot\frac{5\text{ mol átomos}}{1\text{ mol }NaNO_3}=15\text{ mol}$$

d) Falso.

$$2\ \text{mol NH}_4\text{OH} \cdot \frac{7\ \text{mol átomos}}{1\ \text{mol NH}_4\text{OH}} = 14\ \text{mol átomos}$$

e) Falso.

$$6\ \text{mol NaH} \cdot \frac{2\ \text{mol átomos}}{1\ \text{mol NaH}} = 12\ \text{mol átomos}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.48. Una muestra de 3,16 g de eucaliptol, ingrediente activo primario encontrado en las hojas de eucalipto, contiene 2,46 g de carbono; 0,372 g de hidrógeno y el resto de oxígeno. ¿Cuál será la fórmula empírica del eucaliptol?
a) $C_{18}H_{10}O_3$
b) $C_{10}H_{18}O$
c) C_5H_9O
d) $C_9H_5O_2$

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Valencia 2015)

La cantidad de oxígeno que contiene la muestra es:

3,16 g eucaliptol – (2,46 g C + 0,372 g H) = 0,328 g O

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{r} 2{,}46\ \text{g C} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} = 0{,}205\ \text{mol C} \\[2ex] 0{,}372\ \text{g H} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} = 0{,}37\ \text{mol H} \\[2ex] 0{,}328\ \text{g O} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 0{,}0205\ \text{mol O} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{0{,}205\ \text{mol C}}{0{,}0205\ \text{mol O}} = 10\ \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\[2ex] \dfrac{0{,}37\ \text{mol H}}{0{,}0205\ \text{mol O}} = 18\ \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow C_{10}H_{18}O$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.49. Una muestra de 2,0 g de un elemento metálico contiene $3{,}01 \cdot 10^{22}$ átomos de dicho elemento. La masa atómica de dicho átomo es:
a) 19
b) 20
c) 40
d) 56

(O.Q.L. Murcia 2002)

Aplicando el concepto de mol al elemento X:

$$\frac{2{,}0\ \text{g X}}{3{,}01 \cdot 10^{22}\ \text{átomos X}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos X}}{1\ \text{mol X}} = 40\ \text{g mol}^{-1} \quad \rightarrow \quad 40\ \text{u/átomo}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.50. Si un hidrocarburo contiene 2,98 g de carbono por cada gramo de hidrógeno, su fórmula empírica es:
a) CH
b) C_2H_2
c) C_2H
d) CH_4

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

A partir de la relación másica se obtiene la relación molar, y esta, proporciona la fórmula empírica:

$$\frac{1\text{ g H}}{2{,}98\text{ g C}}\cdot\frac{1\text{ mol H}}{1{,}0\text{ g H}}\cdot\frac{12{,}0\text{ g C}}{1\text{ mol C}}=4\frac{\text{mol H}}{\text{mol C}}\quad\rightarrow\quad\text{fórmula empírica: }CH_4$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.51. ¿Cuál de las siguientes cantidades de materia contiene mayor número de átomos?
a) $6{,}023\cdot10^{23}$ moléculas de H_2
b) 56 g de CO
c) 44,8 L de He en condiciones normales
d) 3,0 mol de CO_2
e) 2,0 mol de N_2

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Valencia 2011)

a) Falso.

$$6{,}022\cdot10^{23}\text{ moléculas }H_2\cdot\frac{2\text{ átomos H}}{1\text{ molécula }H_2}=1{,}20\cdot10^{24}\text{ átomos}$$

b) Falso.

$$56\text{ g CO}\cdot\frac{1\text{ mol CO}}{28{,}0\text{ g CO}}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ moléculas CO}}{1\text{ mol CO}}\cdot\frac{2\text{ átomos}}{1\text{ molécula CO}}=2{,}4\cdot10^{24}\text{ átomos}$$

c) Falso.

$$44{,}8\text{ L He}\cdot\frac{1\text{ mol He}}{22{,}4\text{ L He}}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ átomos He}}{1\text{ mol He}}=1{,}20\cdot10^{24}\text{ átomos}$$

d) **Verdadero.**

$$3{,}0\text{ mol }CO_2\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ moléculas }CO_2}{1\text{ mol }CO_2}\cdot\frac{3\text{ átomos}}{1\text{ molécula }CO_2}=5{,}4\cdot10^{24}\text{ átomos}$$

e) Falso.

$$2{,}0\text{ mol }N_2\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ moléculas }N_2}{1\text{ mol }N_2}\cdot\frac{2\text{ átomos}}{1\text{ molécula }N_2}=2{,}4\cdot10^{24}\text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Valencia 2011 se cambian algunas cantidades).

1.52. Se calienta una muestra de 250 g de hidrato de $CuSO_4$ hasta eliminar toda el agua. Entonces se pesa la muestra seca y resulta ser 160 g. ¿Cuál es la fórmula del hidrato?
a) $CuSO_4\cdot10H_2O$
b) $CuSO_4\cdot7H_2O$
c) $CuSO_4\cdot5H_2O$
d) $CuSO_4\cdot2H_2O$
e) $CuSO_4\cdot H_2O$

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Córdoba 2011) (O.Q.L. Baleares 2013) (O.Q.L. País Vasco 2014)

La relación molar entre H_2O y $CuSO_4$ es:

$$\frac{(250-160)\ g\ H_2O}{160\ g\ CuSO_4}\cdot\frac{1\ mol\ H_2O}{18,0\ g\ H_2O}\cdot\frac{159,5\ g\ CuSO_4}{1\ mol\ CuSO_4}=5\,\frac{mol\ H_2O}{mol\ CuSO_4}\quad\rightarrow\quad \text{fórmula: } CuSO_4\cdot 5H_2O$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.53. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es correcta con relación a la glucosa, $C_6H_{12}O_6$?
a) Los porcentajes en masa de C y de O son los mismos que en el CO.
b) Los porcentajes en masa de C y de O son iguales.
c) La relación entre el número de átomos de C, H y O es la misma que en la 1,3-dihidroxiacetona ($CH_2OHCOCH_2OH$).
d) El mayor porcentaje en masa le corresponde al hidrógeno.

(O.Q.L. Murcia 2003)

a) Falso. La composición centesimal en el caso de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$ es:

$$\frac{6\ mol\ C}{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}\cdot\frac{12,0\ g\ C}{1\ mol\ C}\cdot\frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180\ g\ C_6H_{12}O_6}\cdot 100=40,0\ \%\ C$$

$$\frac{12\ mol\ H}{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}\cdot\frac{1,0\ g\ H}{1\ mol\ H}\cdot\frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180\ g\ C_6H_{12}O_6}\cdot 100=6,7\ \%\ H$$

$$\frac{6\ mol\ O}{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}\cdot\frac{16,0\ g\ O}{1\ mol\ O}\cdot\frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180,0\ g\ C_6H_{12}O_6}\cdot 100=53,3\ \%\ O$$

La composición centesimal en el caso del CO es:

$$\frac{1\ mol\ C}{1\ mol\ CO}\cdot\frac{12,0\ g\ C}{1\ mol\ C}\cdot\frac{1\ mol\ CO}{28,0\ g\ CO}\cdot 100=42,9\ \%\ C$$

$$\frac{1\ mol\ O}{1\ mol\ CO}\cdot\frac{16,0\ g\ O}{1\ mol\ O}\cdot\frac{1\ mol\ CO}{28,0\ g\ CO}\cdot 100=57,1\ \%\ O$$

b-d) Falso. Tal como se ha visto al obtener la composición centesimal en el apartado a).

c) **Verdadero**. Ya que las fórmulas empíricas de la glucosa y de 1,3-dihidroxiacetona son idénticas, $C_3H_6O_3$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.54. Si la relación e/m (carga/masa) del protón es de X ($C\ g^{-1}$), si su carga es de Y (C) y se considera que su masa es de 1 ($g\ mol^{-1}$), el valor del número de Avogadro tendrá que ser igual a:
a) Y/X
b) Y+X
c) X/Y
d) 1/Y

(O.Q.L. Murcia 2003)

Dividiendo la carga del protón, Y, entre su carga específica, X, se obtiene la masa de un protón:

$$m_p=\frac{Y\ (C)}{X\ (C\ g^{-1})}=\frac{Y}{X}\ (g)$$

Dividiendo la masa molar, M, entre la masa de la partícula se obtiene el número de Avogadro:

$$N_A=\frac{1\ (g\ mol^{-1})}{Y/X\ (g)}=\frac{X}{Y}\ (mol^{-1})$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.55. ¿Cuántas moléculas de hidrógeno hay por cm^3 (supuesto comportamiento de gas ideal) en condiciones normales?
a) $10^3 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23} = 6{,}023 \cdot 10^{21}$
b) $2 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23} = 12{,}046 \cdot 10^{23}$
c) $6{,}023 \cdot 10^{23}/(22{,}4 \cdot 10^3) = 2{,}70 \cdot 10^{19}$
d) $2 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23}/(22{,}4 \cdot 10^3) = 5{,}4 \cdot 10^{19}$

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

De acuerdo con el concepto de mol, el número de moléculas por cm^3 es:

$$\frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}}{1\ \text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{22{,}4\ \text{L}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{cm}^3} = \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}}{22{,}4 \cdot 10^3} = 2{,}70 \cdot 10^{19}\ \text{moléculas cm}^{-3}$$

Este valor es conocido como el número o constante de Loschmidt.

La respuesta correcta es la **c**.

1.56. Cuántas moléculas de agua de cristalización pierde el sulfato de aluminio sabiendo que al ser calentado pierde un 48,68 % de su masa.
a) 12
b) 24
c) 6
d) 18

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

Tomando como base de cálculo 100 g de hidrato, la relación molar entre H_2O y $Al_2(SO_4)_3$ es:

$$\frac{48{,}68\ \text{g H}_2\text{O}}{(100 - 48{,}68)\ \text{g Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{342{,}0\ \text{g Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1\ \text{mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 18\ \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.57. Dos compuestos formados por el mismo número de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno tendrán también en común:
a) El número de moléculas presentes en la misma masa.
b) Los enlaces que se forman entre dichos átomos.
c) La entalpía de combustión.
d) La reactividad.
e) El estado físico.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. País Vasco 2010) (O.Q.L. La Rioja 2012)

Si dos compuestos están formados por el mismo número de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno se trata de isómeros, sustancias con la misma fórmula molecular pero distinta fórmula desarrollada. Por ejemplo: etanol, CH_3CH_2OH y dimetiléter, CH_3OCH_3. En ellos se observa que:

a) **Verdadero**. Una misma masa está integrada por el mismo número de moléculas ya que ambos compuestos tienen la misma masa molar.

b) Falso. Los átomos se encuentran enlazados de forma diferente, así pues, en el etanol hay un enlace C—O—H, mientras que en el dimetiléter hay un enlace C—O—C.

c) Falso. Como los átomos se encuentran enlazados de forma diferente la entalpía de combustión también lo es, ya que aunque se formen los mismos productos de combustión (se forman los mismos enlaces), se rompen diferentes enlaces en los reactivos.

d) Falso. Como los átomos se encuentran enlazados de forma diferente, la reactividad, es decir las propiedades químicas de los compuestos también lo son.

e) Falso. El estado de agregación está relacionado con las fuerzas intermoleculares existentes.

La respuesta correcta es la **a**.

1.58. Se quiere determinar la fórmula empírica del compuesto $ZnCl_x$. Para ello se hace reaccionar Zn en polvo con HCl en exceso, utilizando un vaso de precipitados. Los resultados obtenidos son:

Peso del vaso vacío = P_1 = 48,179 g
Peso del vaso vacío + Peso del Zn = P_2 = 48,635 g
Peso del vaso vacío + Peso del $ZnCl_x$ = P_3 = 49,160 g

Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:
a) Para encontrar la fórmula empírica se deben calcular los átomos-gramo de Zn y Cl que han reaccionado.
b) El peso de Zn se obtiene por $(P_2 - P_1)$.
c) Al reaccionar $Zn + x\,HCl \rightarrow x/2\,H_2 + ZnCl_x$ no es necesario medir el HCl que se añade.
d) Los gramos de cloro en el $ZnCl_x$ son 0,525 y su fórmula empírica es $ZnCl_2$.
e) A pesar de que el $ZnCl_2$ sea higroscópico, si no da tiempo a enfriar y pesar, se puede dejar para el día siguiente, y al volver al laboratorio y pesar, encontraríamos la misma pesada P_3.

(O.Q.L. Extremadura 2003)

a) Verdadero. La fórmula empírica se obtiene a partir de relación entre los moles de átomos.

b) Verdadero. El cálculo $(P_2 - P_1)$ indica que ha reaccionado 0,456 g de Zn.

c) Verdadero. Ya que como dice el enunciado se ha añadido HCl en exceso.

d) Verdadero. El cálculo $(P_3 - P_2)$ indica que ha reaccionado 0,525 g de Cl. A partir de este dato y del obtenido en el apartado b) se obtiene que la relación molar entre ambos:

$$\left.\begin{array}{r} 0{,}525\text{ g Cl}\cdot\dfrac{1\text{ mol Cl}}{35{,}5\text{ g Cl}}=0{,}048\text{ mol Cl} \\[2ex] 0{,}456\text{ g Zn}\cdot\dfrac{1\text{ mol Zn}}{65{,}4\text{ g Zn}}=0{,}00697\text{ mol Zn} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{0{,}0148\text{ mol Cl}}{0{,}00697\text{ mol Zn}}\approx 2\,\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Zn}} \rightarrow ZnCl_2$$

e) **Falso**. Si el $ZnCl_2$ es higroscópico, absorbe agua y al pesarlo al día siguiente pesará más.

La respuesta correcta es la **e**.

1.59. La hormona adrenalina, $C_9H_{13}NO_3$, se encuentra en una concentración en el plasma sanguíneo de $6{,}00 \cdot 10^{-8}$ g L^{-1}. Determine cuántas moléculas de adrenalina hay en 1 L de plasma.
a) $1{,}9 \cdot 10^{14}$
b) $2 \cdot 10^{14}$
c) $1{,}97 \cdot 10^{14}$
d) $1{,}90 \cdot 10^{14}$
e) $6{,}02 \cdot 10^{23}$

(O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

El número de moléculas de $C_9H_{13}NO_3$ en 1 L de plasma es:

$$\frac{6{,}00\cdot10^{-8}\text{ g } C_9H_{13}NO_3}{1\text{ L plasma}}\cdot\frac{1\text{ mol } C_9H_{13}NO_3}{183{,}0\text{ g } C_9H_{13}NO_3}\cdot\frac{N_A\text{ moléculas } C_9H_{13}NO_3}{1\text{ mol } C_9H_{13}NO_3}=1{,}97\cdot10^{14}\,\frac{\text{moléculas}}{\text{L}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.60. ¿Cuál es el número de moléculas de gas que hay en 1,00 mL de un gas ideal en condiciones normales?
a) $2{,}69 \cdot 10^{22}$
b) $6{,}02 \cdot 10^{20}$
c) $2{,}69 \cdot 10^{19}$
d) $22{,}4 \cdot 10^{19}$
e) $6{,}022 \cdot 10^{19}$

(O.Q.L. Extremadura 2003)

De acuerdo con el concepto de mol, el número de moléculas por mL de gas ideal es:

$$\frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}}{1\ \text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{22{,}4\ \text{L}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 2{,}69 \cdot 10^{19}\ \text{moléculas mL}^{-1}$$

Este valor es conocido como el número o constante de Loschmidt.

La respuesta correcta es la **c**.

1.61. Considerando un gramo de oxígeno atómico, un gramo de oxígeno molecular y un gramo de ozono. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) En 1 g de moléculas de ozono es donde hay mayor número de átomos de oxígeno.
b) En 1 g de oxígeno molecular es donde hay mayor número de átomos de oxígeno.
c) Donde hay mayor número de átomos de oxígeno es en un gramo de oxígeno atómico.
d) 1 g de las tres sustancias contiene el mismo número de átomos de oxígeno.

(O.Q.L. Baleares 2003)

Para poder comparar las tres muestras es preciso calcular el número de átomos de oxígeno que contiene cada una de ellas:

$$1\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = \frac{N_A}{16}\ \text{átomos O}$$

$$1\ \text{g O}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol O}_2}{32\ \text{g O}_2} \cdot \frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol O}_2} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = \frac{N_A}{16}\ \text{átomos O}$$

$$1\ \text{g O}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol O}_3}{48\ \text{g O}_3} \cdot \frac{3\ \text{mol O}}{1\ \text{mol O}_3} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = \frac{N_A}{16}\ \text{átomos O}$$

Como se observa, las tres muestran contienen el mismo número de átomos.

La respuesta correcta es la **d**.

1.62. Una muestra de 0,322 g de un vapor orgánico a 100 °C y 740 Torr ocupa un volumen de 62,7 mL. Un análisis de dicho vapor da una composición centesimal de C = 65,43 %, H = 5,50 %. ¿Cuál es su fórmula molecular?
a) $C_6H_{12}O_6$
b) $C_9H_9O_3$
c) $C_9H_{17}O$
d) C_8H_{16}
e) $C_6H_{12}O$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Murcia 2014)

Suponiendo comportamiento ideal se puede calcular la masa molar del compuesto X aplicando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$M = \frac{0{,}322\ \text{g X} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15)\ \text{K}}{(740\ \text{Torr}) \cdot (62{,}7\ \text{mL})} \cdot \frac{760\ \text{Torr}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 161\ \text{g mol}^{-1}$$

Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto X la cantidad de oxígeno es:

$$100\text{ g X} - (65{,}43\text{ g C} + 5{,}50\text{ g H}) = 29{,}1\text{ g O}$$

El número de moles de cada elemento por cada mol de compuesto es:

$$\left.\begin{array}{l}\dfrac{65{,}43\text{ g C}}{100\text{ g X}}\cdot\dfrac{1\text{ mol C}}{12{,}0\text{ g C}}\cdot\dfrac{161\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 9\,\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}}\\[2ex] \dfrac{5{,}50\text{ g H}}{100\text{ g X}}\cdot\dfrac{1\text{ mol H}}{1{,}0\text{ g H}}\cdot\dfrac{161\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 9\,\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}}\\[2ex] \dfrac{29{,}1\text{ g O}}{100\text{ g X}}\cdot\dfrac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}}\cdot\dfrac{161\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 3\,\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}}\end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{Fórmula molecular: } C_9H_9O_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En Murcia 2014 aparece como problema sobre la serie de TV “Breaking Bad”).

1.63. ¿Cuántas moléculas de agua de cristalización contiene el sulfato de quinina cuya fórmula molecular es, $(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4 \cdot nH_2O$, si 1,00 g desecado a 100 °C pierde 0,162 g de masa?
a) 3
b) 6
c) 12
d) 8
e) 10

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

El número de moles de H_2O que contiene la muestra es:

$$0{,}162\text{ g }H_2O\cdot\frac{1\text{ mol }H_2O}{18{,}0\text{ g }H_2O} = 9{,}00\cdot10^{-3}\text{ mol }H_2O$$

La masa y número de moles de sulfato de quinina anhidro, $(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4$, son, respectivamente:

$$1{,}00\text{ g hidrato} - 0{,}162\text{ g }H_2O = 0{,}838\text{ g }(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4$$

$$0{,}838\text{ g }(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4\cdot\frac{1\text{ mol }(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4}{746{,}0\text{ g }(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4} = 1{,}12\cdot10^{-3}\text{ mol }(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4$$

La relación molar entre H_2O y sustancia anhidra es:

$$\frac{9{,}00\cdot10^{-3}\text{ mol }H_2O}{1{,}12\cdot10^{-3}\text{ mol }(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4} = 8\,\frac{\text{mol }H_2O}{\text{mol }(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.64. La azurita es un mineral de color azul intenso, que se utiliza como una de las fuentes de cobre, cuya composición es 55,3 % de Cu; 6,79 % de C; 37,1 % de O y 0,58 % de H, ¿cuál de las siguientes fórmulas corresponde a la composición de la azurita?
a) $CuCO_3\cdot2CuOH$
b) $CuCO_3\cdot2Cu(OH)_2$
c) $CuCO_3\cdot Cu(OH)_2$
d) $Cu(OH)_2\cdot2CuCO_3$
e) $CuOH\cdot2CuCO_3$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

De todos los minerales dados, la azurita será aquel mineral que contenga 55,3 % de Cu.

a) Falso. $CuCO_3 \cdot 2CuOH$

$$\frac{3\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol}\ CuCO_3\cdot 2CuOH}\cdot\frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CuCO_3\cdot 2CuOH}{284{,}5\ \text{g}\ CuCO_3\cdot 2CuOH}\cdot 100 = 67{,}0\ \%\ \text{Cu}$$

b) Falso. $CuCO_3 \cdot 2Cu(OH)_2$

$$\frac{3\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol}\ CuCO_3\cdot 2Cu(OH)_2}\cdot\frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CuCO_3\cdot 2Cu(OH)_2}{318{,}5\ \text{g}\ CuCO_3\cdot 2Cu(OH)_2}\cdot 100 = 59{,}9\ \%\ \text{Cu}$$

c) Falso. $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$

$$\frac{2\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol}\ CuCO_3\cdot Cu(OH)_2}\cdot\frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CuCO_3\cdot Cu(OH)_2}{221{,}0\ \text{g}\ CuCO_3\cdot Cu(OH)_2}\cdot 100 = 57{,}5\ \%\ \text{Cu}$$

d) **Verdadero**. $Cu(OH)_2 \cdot 2CuCO_3$

$$\frac{3\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol}\ Cu(OH)_2\cdot 2CuCO3}\cdot\frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ Cu(OH)_2\cdot 2CuCO3}{344{,}5\ \text{g}\ Cu(OH)_2\cdot 2CuCO3}\cdot 100 = 55{,}3\ \%\ \text{Cu}$$

e) Falso. $CuOH \cdot 2CuCO_3$

$$\frac{3\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol}\ CuOH\cdot 2CuCO_3}\cdot\frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CuOH\cdot 2CuCO_3}{327{,}5\ \text{g}\ CuOH\cdot 2CuCO_3}\cdot 100 = 58{,}2\ \%\ \text{Cu}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.65. Señale la proposición correcta:
a) 12 g de carbono contienen igual número de átomos que 40 g de calcio.
b) Dos masas iguales de los elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
c) En 16 g de oxígeno hay tantos átomos como moléculas en 14 g de nitrógeno.
d) La masa atómica de un elemento es la masa en gramos de un átomo del elemento.

(O.Q.L. Murcia 2004)

a) **Verdadero**. Dos muestras de elementos contienen igual número de átomos si están constituidas por el mismo número de moles de sustancia:

$$12\ \text{g C}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} = 1{,}0\ \text{mol C} \qquad 40\ \text{g Ca}\cdot\frac{1\ \text{mol Ca}}{40{,}1\ \text{g Ca}} = 1{,}0\ \text{mol Ca}$$

b) Falso. Para que dos muestras con la misma de elementos diferentes contengan igual número de átomos es preciso que estén constituidas por el mismo número de moles de sustancia. Esto no es posible ya que los dos elementos no tienen la misma masa molar.

c) Falso. El número de partículas de ambas muestras es diferente:

$$16\ \text{g}\ O_2\cdot\frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2}\cdot\frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ O_2}\cdot\frac{N_A\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = N_A\ \text{átomos O}$$

$$14\ \text{g}\ N_2\cdot\frac{1\ \text{mol}\ N_2}{28{,}0\ \text{g}\ N_2}\cdot\frac{N_A\ \text{moléculas}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} = 0{,}50\ N_A\ \text{moléculas}\ N_2$$

d) Falso. La masa atómica de un elemento es la masa de un átomo de ese elemento y se suele expresar en unidades de masa atómica, u.

La respuesta correcta es la **a**.

1.66. Los siguientes compuestos: urea, $CO(NH_2)_2$, nitrato de amonio, NH_4NO_3, y guanidina, $HCN(NH_2)$, son adecuados para ser usados como fertilizantes, ya que proporcionan nitrógeno a las plantas. ¿Cuál de ellos considera más adecuado por ser más rico en nitrógeno?
a) Urea
b) Guanidina
c) Nitrato de amonio
d) Todos por igual.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. Galicia 2014)

El porcentaje en masa de nitrógeno en cada una de las sustancias es:

a) Falso. Urea

$$\frac{2\text{ mol N}}{1\text{ mol CO(NH}_2)_2}\cdot\frac{14{,}0\text{ g N}}{1\text{ mol N}}\cdot\frac{1\text{ mol CO(NH}_2)_2}{60{,}0\text{ g CO(NH}_2)_2}\cdot 100 = 46{,}7\text{ \% N}$$

b) **Verdadero**. Guanidina

$$\frac{2\text{ mol N}}{1\text{ mol HCN(NH}_2)}\cdot\frac{14{,}0\text{ g N}}{1\text{ mol N}}\cdot\frac{1\text{ mol HCN(NH}_2)}{43{,}0\text{ g HCN(NH}_2)}\cdot 100 = 65{,}1\text{ \% N}$$

c) Falso. Nitrato de amonio

$$\frac{2\text{ mol N}}{1\text{ mol NH}_4\text{NO}_3}\cdot\frac{14{,}0\text{ g N}}{1\text{ mol N}}\cdot\frac{1\text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80{,}0\text{ g NH}_4\text{NO}_3}\cdot 100 = 35{,}0\text{ \% N}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2012 se reemplazan guanidina y nitrato de amonio por amoniaco y nitrato de potasio).

1.67. Se pretende determinar la fórmula del yeso, que es un sulfato de calcio hidratado. Sabiendo que 3,273 g de este mineral se transforman, por calefacción, en 2,588 g de sulfato de calcio anhidro, se deduce que dicha fórmula es:
a) $Ca(SO_4)_2{\cdot}H_2O$
b) $Ca_2SO_4{\cdot}H_2O$
c) $CaSO_4{\cdot}H_2O$
d) $CaSO_4{\cdot}2H_2O$

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Galicia 2014)

La relación molar entre H_2O y $CaSO_4$ es:

$$\frac{(3{,}273-2{,}588)\text{ g H}_2\text{O}}{2{,}588\text{ g CaSO}_4}\cdot\frac{1\text{ mol H}_2\text{O}}{18{,}0\text{ g H}_2\text{O}}\cdot\frac{136{,}1\text{ g CaSO}_4}{1\text{ mol CaSO}_4} = 2\,\frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol CaSO}_4} \quad\rightarrow\quad \text{fórmula: CaSO}_4\cdot 2\text{H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Galicia 2014 se proporcionan otros datos numéricos).

1.68. El número de átomos de hidrógeno contenidos en dos moles y medio de hidrógeno es:
a) 15,05
b) $12{,}04\cdot 10^{23}$
c) $8{,}30\cdot 10^{-23}$
d) $3{,}01\cdot 10^{24}$

(O.Q.L. Madrid 2004)

Las respuestas b y c son absurdas por tratarse de números muy pequeños.

El número de átomos de H que integran una muestra de 2,50 mol de H_2 es:

$$2{,}50 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 3{,}01 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.69. ¿Qué porcentaje de cloro contiene una mezcla a partes iguales de KCl y $NaClO_3$?
a) 30,25 %
b) 42,53 %
c) 40,45 %
d) 53,25 %

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Considerando 100 g de mezcla, las masas de cloro contenidas en 50,0 g de la misma son:

$$50{,}0 \text{ g KCl} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{74{,}6 \text{ g KCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol KCl}} \cdot \frac{35{,}5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 23{,}8 \text{ g Cl}$$

$$50{,}0 \text{ g } NaClO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } NaClO_3}{106{,}5 \text{ g } NaClO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol } NaClO_3} \cdot \frac{35{,}5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 16{,}7 \text{ g Cl}$$

El porcentaje de cloror en la mezcla es:

$$\frac{(23{,}8 + 16{,}7) \text{ g Cl}}{100 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 40{,}5 \text{ \%}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.70. Con los datos del espectro de masas se determina que la razón entre las masas ^{16}O y ^{12}C es 1,33291. ¿Cuál es la masa de un átomo de ^{16}O?
a) 16,0013
b) 15,7867
c) 15,9949
d) 13,9897

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Teniendo en cuenta que la masa del ^{12}C es 12,0000 u:

$$\frac{M_O}{M_C} = 1{,}33291 \qquad \rightarrow \qquad M_O = 1{,}33291 \cdot (12{,}0000 \text{ u}) = 15{,}9949 \text{ u}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.71. ¿Cuál de las siguientes cantidades de materia contiene mayor número de moléculas?
a) 0,25 g de SO_2
b) 0,25 g de HCl
c) 0,25 g I_2
d) Todas contienen el mismo número de moléculas.

(O.Q.L. Baleares 2004)

Posee más moléculas aquella cantidad de sustancia que tenga mayor número de moles, y como se tiene la misma masa de todas las sustancias, el mayor número de moles le corresponde a la sustancia con menor masa molar, M:

$$M_{SO_2} = 64 \text{ g mol}^{-1} \qquad M_{HCl} = 36{,}5 \text{ g mol}^{-1} \qquad M_{I_2} = 254 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.72. La masa atómica del carbono natural es 12,011 u y la masa del ^{13}C es 13,00335 u. ¿Cuál es la abundancia relativa natural del ^{13}C?
a) 0,011 %
b) 0,91 %
c) 23 %
d) 1,1 %
e) 2,2 %

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Baleares 2011)

Considerando que las abundancias del ^{13}C y ^{12}C son, respectivamente, x y $(100 - x)$; se puede calcular la masa atómica media del C:

$$\frac{(100-x)\text{ átomo } ^{12}\text{C}\cdot\dfrac{12{,}0000\text{ u}}{\text{átomo } ^{12}\text{C}} + x\text{ átomo } ^{13}\text{C}\cdot\dfrac{13{,}00335\text{ u}}{\text{átomo } ^{13}\text{C}}}{100\text{ átomos C}} = 12{,}011\,\frac{\text{u}}{\text{átomo}}$$

Se obtiene, $x = 1{,}10\ \%\ ^{13}\text{C}$.

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2009 las soluciones son diferentes).

1.73. Cuando se calienta hasta sequedad una muestra de 15,0 g de sulfato de cobre(II) hidratado, la masa resultante es de 9,59 g. El porcentaje de agua en el cristal hidratado, expresado con el número correcto de cifras significativas es:
a) 36,1 %
b) 36 %
c) 63,3 %
d) 63 %
e) 45 %

(O.Q.N. Luarca 2005)

El porcentaje de H_2O de cristalización en el sulfato de cobre(II) hidratado es:

$$\frac{(15{,}0-9{,}59)\text{ g H}_2\text{O}}{15{,}0\text{ g hidrato}}\cdot 100 = 36{,}1\ \%\ \text{H}_2\text{O}$$

El número de cifras significativas del cálculo viene dado por la cantidad que tenga menor número estas. Como las dos cantidades dadas tienen tres cifras significativas el resultado del cálculo debe tener las mismas.

La respuesta correcta es la **a**.

1.74. Se calienta una barra de cobre de pureza electrolítica que pesa 3,178 g en una corriente de oxígeno hasta que se convierte en un óxido negro. El polvo negro resultante pesa 3,978 g. La fórmula de este óxido es:
a) CuO_2
b) Cu_2O_3
c) CuO_3
d) Cu_2O
e) CuO

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Valencia 2016) (O.Q.L. Sevilla 2017)

La relación molar entre O y Cu es:

$$\frac{(3{,}978-3{,}178)\text{ g O}}{3{,}178\text{ g Cu}}\cdot\frac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}}\cdot\frac{63{,}5\text{ g Cu}}{1\text{ mol Cu}} = 1\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol Cu}} \quad\rightarrow\quad \text{fórmula empírica: CuO}$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.75. Ya que las masas atómicas de oxígeno, calcio y aluminio son 16, 40 y 27 respectivamente, puede decirse que 16 g de oxígeno se combinarán con:
a) 40 g de calcio o 27 g de aluminio.
b) 20 g de calcio o 9 g de aluminio.
c) 20 g de calcio o 54 de aluminio.
d) 40 g de calcio o 18 de aluminio.

(O.Q.L. Murcia 2005)

Suponiendo que se forman óxido de calcio, CaO, y óxido de aluminio, Al_2O_3, a partir de las relaciones molares se obtienen las relaciones másicas:

$$\frac{1\ \text{mol Ca}}{1\ \text{mol O}}\cdot\frac{40{,}0\ \text{g Ca}}{1\ \text{mol Ca}}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}=\frac{40{,}0\ \text{g Ca}}{16{,}0\ \text{g O}}$$

$$\frac{2\ \text{mol Al}}{3\ \text{mol O}}\cdot\frac{27{,}0\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}=\frac{18{,}0\ \text{g Al}}{16{,}0\ \text{g O}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.76. Puesto que la masa atómica del sodio es 23 y la del nitrógeno es 14, puede decirse que en 23 g de sodio:
a) Hay el mismo número de átomos que en 14 g de nitrógeno.
b) Hay el doble de átomos que en 14 g de nitrógeno.
c) Hay la mitad de átomos que en 14 g de nitrógeno.
d) No puede hacerse la comparación porque se trata de un sólido y de un gas.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) **Verdadero**. Dos muestras de elementos contienen igual número de átomos si están constituidas por el mismo número de moles de sustancia:

$$23\ \text{g Na}\cdot\frac{1\ \text{mol Na}}{23{,}0\ \text{g Na}}=1{,}0\ \text{mol Na}\qquad 14\ \text{g N}\cdot\frac{1\ \text{mol N}}{14{,}0\ \text{g N}}=1{,}0\ \text{mol N}$$

b-c) Falso. Las dos muestras de elementos contienen igual número de átomos, por lo tanto, ya que están constituidas por el mismo número de moles de sustancia.

d) Falso. El estado de agregación de una sustancia no tiene que ver con el número de átomos que la componen.

La respuesta correcta es la **a**.

1.77. La masa atómica de un elemento es 10,0 u, se puede decir que la masa de un átomo de dicho elemento es:
a) $6{,}02\cdot10^{23}$ g
b) $6{,}02\cdot10^{22}$ g
c) $1{,}66\cdot10^{-23}$ g
d) $1{,}66\cdot10^{23}$ g

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Todas las respuestas menos la c) son absurdas ya que corresponden a cantidades de átomos muy grandes (≈ 1 mol).

$$\frac{10{,}0\ \text{u}}{\text{átomo}}\cdot\frac{1\ \text{g}}{6{,}02\cdot10^{23}\ \text{u}}=1{,}66\cdot10^{-23}\ \text{g átomo}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.78. ¿En cuál de los siguientes casos existe mayor número de átomos?
a) Un mol de moléculas de nitrógeno.
b) 10 g de agua.
c) Un mol de moléculas de amoníaco gas.
d) 20 L de cloro medido en condiciones normales.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Asturias 2008)

Contendrá un mayor número de átomos la muestra que contenga un mayor número de moles de átomos.

a) Falso.

$$1\ \text{mol}\ N_2 \cdot \frac{2\ \text{mol átomos}}{1\ \text{mol}\ N_2} = 2\ \text{mol átomos}$$

b) Falso.

$$10\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{3\ \text{mol átomos}}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 1{,}7\ \text{mol átomos}$$

c) **Verdadero**.

$$1\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{4\ \text{mol átomos}}{1\ \text{mol}\ NH_3} = 4\ \text{mol átomos}$$

d) Falso.

$$20\ \text{L}\ Cl_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Cl_2}{22{,}4\ \text{L}\ Cl_2} \cdot \frac{2\ \text{mol átomos}}{1\ \text{mol}\ Cl_2} = 1{,}8\ \text{mol átomos}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.79. La frase “la masa atómica del aluminio es 27,00”, sugiere cuatro interpretaciones. Señale cuál de ellas es la equivocada:
a) Un átomo de aluminio es 27,00 veces más pesado que 1/12 de un átomo de ^{12}C.
b) La masa de un átomo de aluminio es 27,00 g.
c) La masa de un átomo de aluminio es 27,00 u.
d) La masa de un mol de átomos de aluminio es 27,00 g.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. Asturias 2012) (O.Q.L. La Rioja 2012)

a) Verdadero. De acuerdo con la definición de unidad de masa atómica: “la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C”, es 1, por tanto, es correcto decir que el átomo de aluminio es 27 veces más pesado.

b) **Falso**. No es correcto decir que la masa atómica del aluminio es 27 g, esa es su masa molar.

c) Verdadero. La masa atómica es la masa de un átomo y se mide en u (unidades de masa atómica), que en el caso del aluminio es 27 u.

d) Verdadero. Según se ha hecho constar en a).

La respuesta correcta es la **b**.

1.80. Una muestra de materia está compuesta por tres fases diferentes con propiedades físicas distintas. Esta muestra puede ser descrita como:
a) Mezcla homogénea
b) Muestra heterogénea
c) Compuesto
d) Elemento
e) Mezcla molecular

(O.Q.L. Extremadura 2005)

Si una muestra presenta tres fases diferentes, no presenta en todas en ellas el mismo estado de agregación, por lo tanto, se trata de una muestra heterogénea.

La respuesta correcta es la **b**.

1.81. La fórmula empírica para un compuesto es CH. ¿Cuál de los siguientes podría ser el peso molecular del compuesto?
a) 32 $g\ mol^{-1}$
b) 47 $g\ mol^{-1}$
c) 50 $g\ mol^{-1}$
d) 78 $g\ mol^{-1}$
e) 100 $g\ mol^{-1}$

(O.Q.L. Extremadura 2005)

Teniendo en cuenta que la fórmula empírica es $(CH)_n$, el valor de la masa molar sería aquel de los propuestos que proporcionara un valor entero para n:

M / g mol^{-1}	32	47	50	78	100
n	$\frac{32\ g}{13\ g} = 2,5$	$\frac{47\ g}{13\ g} = 3,6$	$\frac{50\ g}{13\ g} = 3,8$	$\frac{78\ g}{13\ g} = 6$	$\frac{100\ g}{13\ g} = 7,7$

La respuesta correcta es la **d**.

(De acuerdo con las respuestas propuestas el enunciado debería ser masa molar y no peso molecular).

1.82. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) El número de átomos que hay en 5,0 g de O_2 es igual al número de moléculas que hay en 10 g de O_2.
b) La masa atómica de un elemento es la masa en gramos de un átomo de dicho elemento.
c) Masas iguales de los elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
d) El número de moléculas de un gas en un volumen determinado depende del tamaño de las moléculas.
e) Un mol de hierro tiene un volumen de 22,4 L.
f) Dos masas iguales de diferentes compuestos en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de partículas componentes.
g) En cierta cantidad de gas helio, la cantidad de átomos de helio es doble que la de moléculas de gas.

(O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Asturias 2012)

a) **Verdadero**. Dos muestras contienen igual número de partículas si están constituidas por el mismo número de moles de sustancia:

$$5,0\ g\ O_2 \cdot \frac{1\ mol\ O_2}{32,0\ g\ O_2} \cdot \frac{2\ mol\ O}{1\ mol\ O_2} = 0,31\ mol\ O$$

$$10\ g\ O_2 \cdot \frac{1\ mol\ O_2}{32,0\ g\ O_2} = 0,31\ mol\ O_2$$

b) Falso. La masa atómica de un elemento es la masa de un átomo de dicho elemento. Se suele expresar en unidades de masa atómica.

c) Falso. Para que dos muestras con la misma masa y de elementos diferentes contengan igual número de átomos, es preciso que estén constituidas por el mismo número de moles de sustancia. Esto no es posible ya que los dos elementos no tienen la misma masa molar.

d) Falso. No existe ninguna relación entre el número de moléculas de un gas y el tamaño de las mismas. En todo caso, en un gas, el volumen ocupado por las moléculas del mismo es despreciable comparado con el volumen del gas.

e) Falso. El hierro en condiciones normales de presión y temperatura es sólido y 22,4 L es el volumen molar de una sustancia gaseosa en esas condiciones.

f) Falso. Para que dos muestras con la misma masa y de compuestos diferentes contengan igual número de partículas (moléculas), es preciso que estén constituidas por el mismo número de moles de sustancia. Esto solo es posible si ambos compuestos tienen la misma masa molar.

La respuesta correcta es la **a**.

(En Asturias 2012 las opciones son a, b, f y g).

1.83. La fórmula molecular de la cafeína es $C_8H_{10}N_4O_2$. Medio mol de cafeína contiene:
a) $6{,}023 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono
b) 4 g de carbono
c) 4 mol de átomos de carbono
d) 8 átomos de carbono
e) 4 átomos de carbono

(O.Q.L. Almería 2005)

a) Falso. Los átomos de C contenidos en 0,50 mol de $C_8H_{10}N_4O_2$ son:

$$0{,}50 \text{ mol } C_8H_{10}N_4O_2 \cdot \frac{8 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_8H_{10}N_4O_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}}{1 \text{ mol C}} = 2{,}4 \cdot 10^{24} \text{ átomos C}$$

b) Falso. Los gramos de C contenidos en 0,5 mol de $C_8H_{10}N_4O_2$ son:

$$0{,}50 \text{ mol } C_8H_{10}N_4O_2 \cdot \frac{8 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_8H_{10}N_4O_2} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 48 \text{ g C}$$

c) **Verdadero**. Los moles de C contenidos en 0,5 mol de $C_8H_{10}N_4O_2$ son:

$$0{,}50 \text{ mol } C_8H_{10}N_4O_2 \cdot \frac{8 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_8H_{10}N_4O_2} = 4{,}0 \text{ mol C}$$

Las respuestas d y e son absurdas por tratarse de números muy pequeños.

La respuesta correcta es la **c**.

1.84. Indique en qué muestra hay mayor número de átomos:
a) 1 mol de nitrógeno.
b) 48 g de oxígeno.
c) 89,6 L de He en condiciones normales.
d) 0,5 mol de $CaCl_2$.

(O.Q.L. Castilla y León 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) Falso.

$$1 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } N_2}{1 \text{ mol } N_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ moléculas } N_2} = 1{,}2 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

b) Falso.

$$48 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32{,}0 \text{ g } O_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ moléculas } O_2} = 1{,}8 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

c) **Verdadero.**

$$89{,}6 \text{ L He} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{22{,}4 \text{ L He}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos He}}{1 \text{ mol He}} = 2{,}4 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

d) Falso.

$$0{,}50\ \text{mol}\ CaCl_2 \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{unidades fórmula}\ CaCl_2}{1\ \text{mol}\ CaCl_2} \cdot \frac{3\ \text{átomos}}{1\ \text{unidad fórmula}\ CaCl_2} = 9{,}0 \cdot 10^{23}\ \text{átomos}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.85. Las fórmulas empíricas de tres compuestos son:

a) CH_2O b) CH_2 c) C_3H_7Cl

Suponiendo que un mol de cada uno de los compuestos a, b y c se oxida completamente y que todo el carbono se convierte en dióxido de carbono, la conclusión más razonable de esta información es que:

a) El compuesto a forma el mayor peso de CO_2.
b) El compuesto b forma el mayor peso de CO_2.
c) El compuesto c forma el mayor peso de CO_2.
d) No es posible deducir cuál de esos compuestos dará el mayor peso de CO_2.

(O.Q.L. Asturias 2005)

Relacionando los moles de compuesto con los moles de CO_2 producido en la combustión:

a) $$1\ \text{mol}\ CH_2O \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CH_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 44{,}0\ \text{g}\ CO_2$$

b) $$1\ \text{mol}\ CH_2 \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CH_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 44{,}0\ \text{g}\ CO_2$$

c) $$1\ \text{mol}\ C_3H_7Cl \cdot \frac{3\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ C_3H_7Cl} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 132\ \text{g}\ CO_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.86. Un tazón contiene 100 mL de agua, el número de moléculas agua en el tazón es:

a) 5,55
b) $6{,}023 \cdot 10^{23}$
c) $1{,}205 \cdot 10^{24}$
d) $3{,}35 \cdot 10^{24}$

(O.Q.L. Baleares 2006)

La respuesta a es absurda por tratarse de un número que no es entero y que, además, es muy pequeño.

Suponiendo que la densidad del agua es 1,00 g mL^{-1}, el número de moléculas que contiene la taza es:

$$100\ \text{mL}\ H_2O \cdot \frac{1{,}00\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mL}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 3{,}35 \cdot 10^{24}\ \text{moléculas}\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.87. ¿Cuántos moles de iones habrá en una disolución acuosa preparada al disolver 0,135 mol de nitruro de sodio en agua?

a) 0,270 mol
b) 0,675 mol
c) 0,540 mol
d) 0,135 mol

(O.Q.L. Madrid 2006)

La ecuación química correspondiente a la disolución en agua del Na_3N es:

$$Na_3N(s) \rightarrow N^{3-}(aq) + 3\ Na^+(aq)$$

Relacionando moles de sustancia y de iones:

$$0{,}135\ \text{mol Na}_3\text{N}\cdot\frac{4\ \text{mol iones}}{1\ \text{mol Na}_3\text{N}}=0{,}540\ \text{mol}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.88. Una muestra de 32 g de metano contiene:
a) 0,5 mol CH_4.
b) N_A moléculas CH_4.
c) 8 mol H.
d) Ocupa un volumen de 11,2 L en condiciones normales de presión y temperatura.

(O.Q.L. Madrid 2006)

a) Falso.

$$0{,}5\ \text{mol CH}_4\cdot\frac{16{,}0\ \text{g CH}_4}{1\ \text{mol CH}_4}=8\ \text{g CH}_4$$

b) Falso.

$$N_A\ \text{moléculas CH}_4\cdot\frac{1\ \text{mol CH}_4}{N_A\ \text{moléculas CH}_4}\cdot\frac{16{,}0\ \text{g CH}_4}{1\ \text{mol CH}_4}=16\ \text{g CH}_4$$

c) **Verdadero**.

$$8\ \text{mol H}\cdot\frac{1\ \text{mol CH}_4}{4\ \text{mol H}}\cdot\frac{16{,}0\ \text{g CH}_4}{1\ \text{mol CH}_4}=32\ \text{g CH}_4$$

d) Falso.

$$11{,}2\ \text{L CH}_4\cdot\frac{1\ \text{mol CH}_4}{22{,}4\ \text{L CH}_4}\cdot\frac{16{,}0\ \text{g CH}_4}{1\ \text{mol CH}_4}=8\ \text{g CH}_4$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.89. La masa molecular de una proteína que envenena los alimentos está alrededor de 900 000. La masa aproximada de una molécula de esta proteína será:
a) $1{,}5\cdot10^{-18}$ g
b) $1\cdot10^{-12}$ g
c) $6{,}023\cdot10^{23}$ g
d) $9\cdot10^{-5}$ g

(O.Q.L. Murcia 2006)

La respuesta c es absurda por tratarse de un número muy grande.

Si la masa molecular de una sustancia X es 900 000, el valor expresado en gramos es:

$$\frac{900\,000\ \text{u}}{\text{molécula}}\cdot\frac{1\ \text{g}}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{u}}=1{,}5\cdot10^{-18}\ \frac{\text{g}}{\text{molécula}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.90. Siendo N_A el número de Avogadro, la masa en gramos de 1 unidad de masa atómica es:
a) $1/N_A$
b) 12
c) $12/N_A$
d) 1/12

(O.Q.L. Murcia 2006)

La unidad de masa atómica se define como 1/12 de la masa del ^{12}C. De acuerdo con esto:

$$1\ \text{u} = \frac{1}{12}\ \text{átomo C} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{N_A\ \text{átomos C}} \cdot \frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} = \frac{1}{N_A}\ \text{g}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.91. Si al quemar 0,5 mol de un hidrocarburo se recogen 33,6 L de CO_2, medidos en condiciones normales, se trata de:
a) Metano
b) Propano
c) Butano
d) Octano

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. Madrid 2012)

Teniendo en cuenta que en la combustión todo el carbono del hidrocarburo se transforma en CO_2:

$$\frac{33{,}6\ \text{L}\ CO_2}{0{,}5\ \text{mol hidrocarburo}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{22{,}4\ \text{L}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 3\ \frac{\text{mol C}}{\text{mol hidrocarburo}}$$

El hidrocarburo que contiene 3 mol de C es el propano, C_3H_8.

La respuesta correcta es la **b**.

1.92. Si a la masa atómica del carbono se le asignara el valor 50 en vez de 12, ¿cuál sería la masa molecular del H_2O consistente con ese nuevo valor?
a) 56
b) 62
c) 3,1416
d) 75

(O.Q.L. Murcia 2006)

Teniendo en cuenta que la escala de masas atómicas está basada en la masa del ^{12}C, si se cambia la masa de ese isótopo de 12 a 50 todas las masas estarán multiplicadas por un factor 50/12:

$$18\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{50}{12} = 75\ \text{g}\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.93. Indique dónde hay más masa:
a) $12{,}04 \cdot 10^{23}$ moléculas O_2.
b) 0,50 mol CO_2.
c) 30 g I_2.
d) 11,2 L Cl_2 en condiciones normales.

(O.Q.L. Asturias 2006)

a) **Verdadero**.

$$12{,}04 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ O_2} \cdot \frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 64{,}0\ \text{g}\ O_2$$

b) Falso.

$$0{,}50\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 22\ \text{g}\ CO_2$$

d) Falso.

$$11{,}2\ \text{L Cl}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}_2}{22{,}4\ \text{L Cl}_2} \cdot \frac{71{,}0\ \text{g Cl}_2}{1\ \text{mol Cl}_2} = 35{,}5\ \text{g Cl}_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.94. Considere una muestra de carbonato de calcio (masa molar 100,1 g mol^{-1}) en forma de cubo que mide 3,20 cm de lado. Si la densidad de la muestra es de 2,70 g cm^{-3}, cuántos átomos de oxígeno contiene:
a) $6{,}23 \cdot 10^{23}$
b) $1{,}57 \cdot 10^{24}$
c) $1{,}20 \cdot 10^{24}$
d) $1{,}81 \cdot 10^{24}$

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

El volumen de la muestra es:

$$V = (3{,}20\ \text{cm})^3 = 32{,}8\ \text{cm}^3$$

El número de moles de oxígeno de la muestra es:

$$32{,}8\ \text{cm}^3\ \text{CaCO}_3 \cdot \frac{2{,}70\ \text{g CaCO}_3}{1\ \text{cm}^3\ \text{CaCO}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol CaCO}_3}{100{,}1\ \text{g CaCO}_3} \cdot \frac{3\ \text{mol O}}{1\ \text{mol CaCO}_3} = 2{,}65\ \text{mol O}$$

El número de átomos de oxígeno contenidos en la muestra es:

$$2{,}65\ \text{mol O} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = 1{,}60 \cdot 10^{24}\ \text{átomos O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.95. El número de átomos contenidos en 10^{-3} átomos-gramo de Fe es:
a) $6{,}023 \cdot 10^{20}$ átomos
b) $6{,}023 \cdot 10^{-23}$ átomos
c) $2 \cdot 10^{20}$ átomos
d) $6{,}023 \cdot 10^{28}$ átomos

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

El número de átomos contenidos en 10^{-3} mol de átomos de Fe (átomos-gramo es obsoleto) es:

$$10^{-3}\ \text{mol Fe} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos Fe}}{1\ \text{mol Fe}} = 6{,}022 \cdot 10^{20}\ \text{átomos Fe}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.96. De las siguientes proposiciones, ¿cuál es la verdadera?
a) Si la masa atómica del Cr es 52 significa que el número de protones es 52.
b) La masa de un mol de metano es menor que la de una molécula de tetracloruro de carbono.
c) Un mol de nitrógeno molecular tiene mayor número de átomos que un mol de nitrógeno atómico.
d) En 2,0 g de hidrógeno hay la mitad de átomos que en un mol de agua.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) Falso. La masa atómica no está relacionada con el número de protones.

b) Falso. La masa de un mol de sustancia es muchísimo mayor que la masa de una molécula de cualquier sustancia.

c) **Verdadero**. Un mol de N_2 contiene doble número de átomos que un mol de N.

d) Falso. El número de átomos contenidos en 2 g H_2 es:

$$2\text{ g H}_2\cdot\frac{1\text{ mol H}_2}{2{,}0\text{ g H}_2}\cdot\frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol H}_2}\cdot\frac{N_A\text{ átomos}}{1\text{ mol H}}=2N_A\text{ átomos}$$

El número de átomos contenidos en 1 mol H_2O es

$$1\text{ mol H}_2\text{O}\cdot\frac{3\text{ mol átomos}}{1\text{ mol H}_2\text{O}}\cdot\frac{N_A\text{ átomos}}{1\text{ mol átomos}}=3N_A\text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.97. Cuando dos elementos X e Y reaccionan entre sí de forma que las relaciones de las masas combinadas de los mismos son:

Operación	X (g)	Y (g)
1	3,00	1,44
2	3,00	0,72
3	6,00	2,88
4	2,50	0,40

A la vista de los datos de la tabla se puede decir que es falsa la afirmación:
a) Los datos registrados en las operaciones 1 y 3 justifican la ley de las proporciones definidas de Proust.
b) Los datos registrados en 1, 2 y 4 justifican la ley de las proporciones múltiples de Dalton.
c) Los datos registrados en 1, 2 y 3 justifican la ley de las proporciones recíprocas de Richter.
d) Los compuestos formados en 1 y 3 son iguales.
e) Los compuestos formados en 1 y 4 son diferentes.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

a) Verdadero. La ley de las proporciones definidas de Proust (1799) dice:

> "cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto los hacen en una relación de masa definida o constante".

De acuerdo con esta ley, la relación de masas en las operaciones 1 y 3 es:

$$\text{Operación 1}\ \rightarrow\ \frac{3{,}00\text{ g X}}{1{,}44\text{ g Y}}=2{,}08\qquad\text{Operación 3}\ \rightarrow\ \frac{6{,}00\text{ g X}}{2{,}88\text{ g Y}}=2{,}08$$

b) Verdadero. La ley de las proporciones múltiples de Dalton (1808) dice:

> "las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar diferentes compuestos están en relación de números enteros sencillos".

De acuerdo con la ley, fijando 3,00 g de X, la masa que reacciona con Y en la operación 4 es:

$$3{,}00\text{ g X}\cdot\frac{0{,}40\text{ g Y}}{2{,}50\text{ g X}}=0{,}48\text{ g Y}$$

Las masas que reaccionan en las operaciones 1, 2 y 4 son:

Operación	X (g)	Y (g)
1	3,00	1,44
2	3,00	0,72
3	3,00	0,48

Las relaciones entre las masas de Y son:

$$\frac{1{,}44\text{ g Y (op. 1)}}{0{,}72\text{ g Y (op. 2)}}=\frac{2}{1}\qquad\frac{1{,}44\text{ g Y (op. 1)}}{0{,}48\text{ g Y (op. 3)}}=\frac{3}{1}\qquad\frac{0{,}72\text{ g Y (op. 2)}}{0{,}48\text{ g Y (op. 3)}}=\frac{3}{2}$$

c) **Falso**. La ley de las proporciones recíprocas de Richter (1792) dice:

> "las masas de elementos diferentes que se combinan con una misma masa de otro elemento dado, son las masas relativas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o submúltiplos de estos.

Al no figurar un tercer elemento, no hay posibilidad de comprobar si se cumple esta ley.

d) Verdadero. De acuerdo con la ley de las proporciones definidas de Proust, en un determinado compuesto la relación de masas es constante.

$$\text{Operación 1} \rightarrow \frac{3{,}00\ \text{g X}}{1{,}44\ \text{g Y}} = 2{,}08 \qquad \text{Operación 3} \rightarrow \frac{6{,}00\ \text{g X}}{2{,}88\ \text{g Y}}\ 2{,}08$$

Se trata del mismo compuesto.

e) Verdadero. De acuerdo con la ley de las proporciones definidas de Proust, en un determinado compuesto la relación de masas es constante.

$$\text{Operación 1} \rightarrow \frac{3{,}00\ \text{g X}}{1{,}44\ \text{g Y}} = 2{,}08 \qquad \text{Operación 4} \rightarrow \frac{2{,}50\ \text{g X}}{0{,}40\ \text{g Y}} = 6{,}3$$

Se trata de compuestos diferentes.

La respuesta incorrecta es la **c**.

1.98. Indique en qué apartado hay menor número de átomos:
a) 2 mol de hidrógeno.
b) $6{,}023 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno.
c) 28 g de nitrógeno.
d) 67,2 L de neón en condiciones normales.

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) Falso.

$$2\ \text{mol H}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos H}}{1\ \text{mol H}} = 4N_A\ \text{átomos H}$$

b) **Verdadero**. $6{,}023 \cdot 10^{23}$ átomos de H son N_A átomos de H.

c) Falso.

$$28\ \text{g N}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol N}_2}{28{,}0\ \text{g N}_2} \cdot \frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol N}_2} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos N}}{1\ \text{mol N}} = 2N_A\ \text{átomos N}$$

d) Falso.

$$67{,}2\ \text{L Ne} \cdot \frac{1\ \text{mol Ne}}{22{,}4\ \text{L Ne}} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos Ne}}{1\ \text{mol Ne}} = 3N_A\ \text{átomos Ne}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.99. Considerando las masas atómicas de H = 1, N = 14 y O = 16. ¿Cuál de los siguientes compuestos tendrá mayor número de átomos de nitrógeno?
a) 50 g N_2O
b) 50 g NO_2
c) 50 g NH_3
d) 50 g N_2

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) Falso.

$$50\ \text{g}\ N_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ N_2O}{44{,}0\ \text{g}\ N_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol}\ N_2O} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos N}}{1\ \text{mol N}} = 2{,}3\ N_A\ \text{átomos N}$$

b) Falso.

$$50\ \text{g}\ NO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NO_2}{46{,}0\ \text{g}\ NO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol N}}{1\ \text{mol}\ NO_2} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos N}}{1\ \text{mol N}} = 1{,}1\ N_A\ \text{átomos N}$$

c) Falso.

$$50\ \text{g}\ NH_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NH_3}{17{,}0\ \text{g}\ NH_3} \cdot \frac{1\ \text{mol N}}{1\ \text{mol}\ NH_3} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos N}}{1\ \text{mol N}} = 2{,}9\ N_A\ \text{átomos N}$$

d) **Verdadero**.

$$50\ \text{g}\ N_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{28{,}0\ \text{g}\ N_2} \cdot \frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol}\ N_2} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos N}}{1\ \text{mol N}} = 3{,}6\ N_A\ \text{átomos N}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.100. El número de átomos de 0,400 mol de oxígeno molecular diatómico es:
a) $2{,}409 \cdot 10^{23}$
b) $4{,}818 \cdot 10^{23}$
c) $6{,}023 \cdot 10^{23}$
d) $1{,}505 \cdot 10^{23}$

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

El número de átomos contenidos en 0,400 mol de O_2 es:

$$0{,}400\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = 4{,}82 \cdot 10^{23}\ \text{átomos O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.101. Se calientan 20,5 g de sulfato de cobre hidratado hasta peso constante igual a 13,1 g, momento en el que se ha perdido toda el agua de hidratación. ¿Cuál es la fórmula de la sal?
a) $CuSO_4{\cdot}2H_2O$
b) $CuSO_4{\cdot}3H_2O$
c) $CuSO_4{\cdot}4H_2O$
d) $CuSO_4{\cdot}5H_2O$

(O.Q.L. Madrid 2007)

La relación molar entre H_2O y $CuSO_4$ es:

$$\frac{(20{,}5-13{,}1)\ \text{g}\ H_2O}{13{,}1\ \text{g}\ CuSO_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{159{,}5\ \text{g}\ CuSO_4}{1\ \text{mol}\ CuSO_4} = 5\,\frac{\text{mol}\ H_2O}{\text{mol}\ CuSO_4} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula: } CuSO_4 \cdot 5H_2O$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.102. ¿Qué masa de K contendría doble número de átomos que 2,0 g de C?
a) 13,0 g
b) 4,0 g
c) 6,5 g
d) 3,2 g

(O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2017)

El número de átomos contenidos en 2,0 g de C es:

$$2,0\text{ g C}\cdot\frac{1\text{ mol C}}{12,0\text{ g C}}\cdot\frac{N_A\text{ átomos C}}{1\text{ mol C}}=\frac{N_A}{6}\text{ átomos C}$$

La masa de K correspondiente al doble del número de átomos calculados es:

$$2\cdot\frac{N_A}{6}\text{ átomos K}\cdot\frac{1\text{ mol K}}{N_A\text{ átomos K}}\cdot\frac{39,1\text{ g K}}{1\text{ mol K}}=13,0\text{ g K}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.103. Respecto de una molécula de oxígeno, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?
a) Contiene dos átomos de oxígeno.
b) Contiene $2N_A$ átomos de oxígeno (N_A = Número de Avogadro).
c) Su masa es 32 g.
d) Su masa en gramos es $16/N_A$ (N_A = Número de Avogadro).

(O.Q.L. La Rioja 2007)

a) **Verdadera**. La molécula de oxígeno tiene por fórmula O_2, lo que quiere decir que está formada por 2 átomos.

b) Falso. 2 N_A es el contenido en átomos de oxígeno de un mol de moléculas de O_2:

$$1\text{ mol }O_2\cdot\frac{2\text{ mol O}}{1\text{ mol }O_2}\cdot\frac{N_A\text{ átomos O}}{1\text{ mol O}}=2\ N_A\text{ átomos O}$$

c) Falso. 32 g es la masa molar del O_2.

d) Falso. $16/N_A$ es la masa en u de un átomo de oxígeno:

$$\frac{16\text{ g O}}{1\text{ mol O}}\cdot\frac{1\text{ mol O}}{N_A\text{ átomos O}}=\frac{16\text{ g O}}{N_A\text{ átomos O}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.104. El porcentaje del elemento X que existe en los compuestos de fórmulas AX, AXZ_2 es:
a) Igual en ambos compuestos.
b) Mayor en AXZ_2.
c) Mayor en AX.
d) Depende de qué elemento sea Z.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

El contenido de X en ambos compuestos es:

$$\%\text{ X (AX)}=\frac{1\text{ mol X}}{1\text{ mol AX}}\cdot\frac{M_X\text{ g X}}{1\text{ mol X}}\cdot\frac{1\text{ mol AX}}{M_{AX}\text{ g AX}}\cdot 100=100\frac{M_X}{M_{AX}}$$

$$\%\text{ X }(AXZ_2)=\frac{1\text{ mol X}}{1\text{ mol }AXZ_2}\cdot\frac{M_X\text{ g X}}{1\text{ mol X}}\cdot\frac{1\text{ mol }AXZ_2}{M_{AXZ_2}\text{ g }AXZ_2}\cdot 100=100\frac{M_X}{M_{AXZ_2}}$$

Como AXZ_2 contiene más átomos se cumple que:

$$M_{AXZ_2}>M_{AX}\quad\rightarrow\quad\%\text{ X (AX)}>\%\text{ X }(AXZ_2)$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.105. Calcule cuánto aumentará la masa de 3,5 g de Na_2SO_4 si se convierte completamente en $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$.
a) 1,06 g
b) 1,96 g
c) 4,44 g
d) 0,39 g
e) 0,79 g

(O.Q.N. Castellón 2008)

Relacionando sustancia anhidra y sustancia hidratada:

$$3{,}5\ \text{g}\ Na_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4}{142{,}0\ \text{g}\ Na_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4 \cdot 10H_2O}{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4} = 0{,}0246\ \text{mol}\ Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$$

$$0{,}0246\ \text{mol}\ Na_2SO_4 \cdot 10H_2O \cdot \frac{322{,}0\ \text{g}\ Na_2SO_4 \cdot 10H_2O}{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4 \cdot 10H_2O} = 7{,}94\ \text{g}\ Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$$

El aumento de masa se corresponde con el agua de hidratación:

$$7{,}94\ \text{g}\ Na_2SO_4 \cdot 10H_2O - 3{,}5\ \text{g}\ Na_2SO_4 = 4{,}44\ \text{g}\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.106. En la sal de magnesio hidratada, $MgSO_4 \cdot xH_2O$, el porcentaje de agua de cristalización es 51,16 %. ¿Cuál es el valor de x?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 7

(O.Q.L. Madrid 2008)

Tomando como base de cálculo 100 g de hidrato, la relación molar entre H_2O y $MgSO_4$ es:

$$\frac{51{,}16\ \text{g}\ H_2O}{(100-51{,}16)\ \text{g}\ MgSO_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{120{,}3\ MgSO_4}{1\ \text{mol}\ MgSO_4} = 7\ \frac{\text{mol}\ H_2O}{\text{mol}\ MgSO_4} \quad \rightarrow \quad x = 7$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.107. La fórmula empírica de un grupo de compuestos es $(CHCl)_n$. El lindano, potente insecticida, pertenece a este grupo. La masa molar del lindano es 291 g. ¿Cuántos átomos de carbono existen en la molécula de lindano?
a) 2
b) 4
c) 6
d) 8

(O.Q.L. Murcia 2008)

La masa molar de la fórmula empírica o sencilla es:

$$M_{\text{empírica}} = 12 + 1 + 35{,}5 = 48{,}5\ \text{g}$$

Relacionando la masa molar de la fórmula molecular y la masa molar de la fórmula empírica se obtiene el valor de n y con ello el número de átomos de carbono de una molécula de lindano

$$n = \frac{291\ \text{g}}{48{,}5\ \text{g}} = 6$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.108. La fórmula empírica de un compuesto que contiene un 50 % en peso de azufre y un 50 % en peso de oxígeno será:
a) SO_3
b) SO_2
c) SO
d) S_2O

(O.Q.L. Murcia 2008)

Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto y relacionando ambas cantidades se puede obtener la fórmula empírica del mismo:

$$\frac{50\text{ g O}}{50\text{ g S}}\cdot\frac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}}\cdot\frac{32{,}1\text{ g S}}{1\text{ mol S}}=2\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol S}}\qquad\rightarrow\qquad\text{fórmula empírica: }SO_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.109. El hierro forma dos cloruros, uno con un 44,20 % de Fe y otro con un 34,43 %. Determine la fórmula empírica de ambos.
a) $FeCl_2$ y Fe_2Cl_3
b) $FeCl_2$ y $FeCl_3$
c) FeCl y $FeCl_3$
d) $FeCl_2$ y $FeCl_5$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

Relacionando ambas cantidades se puede obtener cuántos átomos se combinan con un átomo del que está en menor cantidad:

$$\frac{(100-44{,}20)\text{ g Cl}}{44{,}20\text{ g Fe}}\cdot\frac{1\text{ mol Cl}}{35{,}5\text{ g Cl}}\cdot\frac{55{,}8\text{ g Fe}}{1\text{ mol Fe}}=2\,\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Fe}}\qquad\rightarrow\qquad\text{fórmula empírica: }FeCl_2$$

$$\frac{(100-34{,}43)\text{ g Cl}}{34{,}43\text{ g Fe}}\cdot\frac{1\text{ mol Cl}}{35{,}5\text{ g Cl}}\cdot\frac{55{,}8\text{ g Fe}}{1\text{ mol Fe}}=3\,\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Fe}}\qquad\rightarrow\qquad\text{fórmula empírica: }FeCl_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.110. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta o no:

i) 16 g de CH_4 ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22,4 L.
ii) En 32 g de O_2 hay $6{,}023\cdot10^{23}$ átomos de oxígeno.

a) Las dos son correctas.
b) Las dos no son correctas.
c) La primera es correcta y la segunda no.
d) La segunda es correcta y la primera no.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

i) Correcto. Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por 16 g de CH_4 es:

$$16\text{ g }CH_4\cdot\frac{1\text{ mol }CH_4}{16{,}0\text{ g }CH_4}\cdot\frac{22{,}4\text{ L }CH_4}{1\text{ mol }CH_4}=22{,}4\text{ L }CH_4$$

ii) Incorrecto. El número de átomos de oxígeno contenidos en 32 g de O_2 es:

$$32\text{ g }O_2\cdot\frac{1\text{ mol }O_2}{32{,}0\text{ g }O_2}\cdot\frac{2\text{ mol O}}{1\text{ mol }O_2}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ átomos O}}{1\text{ mol O}}=1{,}02\cdot10^{24}\text{ átomos O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.111. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta o no:

i) En un litro de etano hay el mismo número de moléculas que en un litro de etino (volúmenes medidos en las mismas condiciones).
ii) En 1 g de metilbutano hay el mismo número de moléculas que en 1 g de dimetilpropano, y ocupan el mismo volumen en condiciones normales.

a) Las dos son correctas.
b) Las dos no son correctas.
c) La primera es correcta y la segunda no.
d) La segunda es correcta y la primera no.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

i) Correcto. Considerando condiciones normales de presión y temperatura, ambos hidrocarburos son gaseosos y, por tanto, tienen idéntico volumen molar. Como de ambos compuestos se tiene el mismo volumen, habrá el mismo número de moles y moléculas.

ii) Correcto. Considerando condiciones normales de presión y temperatura, ambos hidrocarburos son gaseosos e isómeros con la misma fórmula molecular, C_5H_{12}. Si de ambos se tiene la misma masa, el número de moles, moléculas y el volumen que ocupen será idéntico.

La respuesta correcta es la **a**.

1.112. Si en la combustión de carbono con oxígeno se produce dióxido de carbono, por cada 0,5 mol de carbono consumido:
a) Se necesita 1 mol de oxígeno molecular diatómico.
b) Se produce 1 mol de dióxido de carbono.
c) Se necesitan 0,5 mol de oxígeno molecular diatómico.
d) Se producen 0,25 mol de dióxido de carbono.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La fórmula del dióxido de carbono es CO_2, por tanto relacionando C con O_2 se tiene:

$$0{,}5\ \text{mol C}\cdot\frac{1\ \text{mol O}_2}{1\ \text{mol C}}=0{,}5\ \text{mol O}_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.113. ¿En cuál de los siguientes casos hay mayor número de moléculas?
a) 9 g de agua líquida.
b) 10 g de arena (dióxido de silicio).
c) 10 mL de metanol (densidad 0,79 g cm^{-3}).
d) 10 L de dióxido de carbono medidos a 700 mmHg y 20 °C.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) **Verdadero**.

$$9\ \text{g H}_2\text{O}\cdot\frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas H}_2\text{O}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}}=3\cdot10^{23}\ \text{moléculas H}_2\text{O}$$

b) Falso.

$$10\ \text{g SiO}_2\cdot\frac{1\ \text{mol SiO}_2}{60{,}0\ \text{g SiO}_2}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas SiO}_2}{1\ \text{mol SiO}_2}=1{,}0\cdot10^{23}\ \text{moléculas SiO}_2$$

c) Falso.

$$10\ \text{mL CH}_3\text{OH}\cdot\frac{0{,}79\ \text{g CH}_3\text{OH}}{1\ \text{mL CH}_3\text{OH}}\cdot\frac{1\ \text{mol CH}_3\text{OH}}{32{,}0\ \text{g CH}_3\text{OH}}=0{,}25\ \text{mol CH}_3\text{OH}$$

$$0{,}25\ \text{mol CH}_3\text{OH}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas CH}_3\text{OH}}{1\ \text{mol CH}_3\text{OH}}=1{,}5\cdot10^{23}\ \text{moléculas CH}_3\text{OH}$$

d) Falso.

$$n=\frac{700\ \text{mmHg}\ \cdot\ 10\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\ (20+273{,}15)\ \text{K}}\cdot\frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}}=0{,}38\ \text{mol CO}_2$$

$$0{,}38\ \text{mol CO}_2\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas CO}_2}{1\ \text{mol CO}_2}=2{,}3\cdot10^{23}\ \text{moléculas CO}_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.114. El magnesio reacciona con el oxígeno molecular diatómico dando monóxido de magnesio. Si se tienen 0,5 mol de Mg, ¿cuánto oxígeno molecular se necesita?
a) 1 mol de oxígeno molecular diatómico.
b) 16 g de oxígeno.
c) 8 g de oxígeno.
d) 0,5 mol de oxígeno molecular diatómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La fórmula del monóxido de magnesio es MgO, por tanto relacionando Mg con O_2 se tiene:

$$0{,}5\ \text{mol Mg}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{1\ \text{mol Mg}}\cdot\frac{1\ \text{mol O}_2}{2\ \text{mol O}}\cdot\frac{32{,}0\ \text{g O}_2}{1\ \text{mol O}_2}=8\ \text{g O}_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.115. Cuando se dice que el amoníaco está constituido por 82,35 g de nitrógeno y 17,65 g de hidrógeno se está comprobando la ley de:
a) Conservación de la energía.
b) Conservación de la materia.
c) Las proporciones múltiples.
d) Las proporciones definidas.

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

Según la ley de las proporciones definidas de J.L. Proust (1799), cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de peso definida. En el caso del NH_3:

$$\frac{17{,}65\ \text{g H}}{82{,}35\ \text{g N}}\cdot\frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}}\cdot\frac{14{,}0\ \text{g N}}{1\ \text{mol N}}=\frac{3\ \text{mol H}}{1\ \text{mol N}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.116. ¿Qué cantidad de magnesio se tiene que combinar con 10 g de cloro para formar el compuesto $MgCl_2$?
a) 10 g
b) 3,4 g
c) 5 g
d) 6,8 g

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Relacionando cloro con magnesio:

$$10\ \text{g Cl}\cdot\frac{1\ \text{mol Cl}}{35{,}5\ \text{g Cl}}\cdot\frac{1\ \text{mol Mg}}{2\ \text{mol Cl}}\cdot\frac{24{,}3\ \text{g Mg}}{1\ \text{mol Mg}}=3{,}4\ \text{g Mg}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.117. En un gramo de un óxido de cierto elemento metálico de masa atómica 54,93 hay 0,63 g de dicho elemento. ¿Cuál será la fórmula de dicho óxido?
a) XO
b) X_2O_3
c) XO_2
d) X_2O_7

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La masa de oxígeno contenida en la muestra es:

$$1{,}0 \text{ g óxido metálico} - 0{,}63 \text{ g X} = 0{,}37 \text{ g oxígeno}$$

Relacionando ambos elementos se obtiene la fórmula empírica del óxido:

$$\frac{0{,}37 \text{ g O}}{0{,}63 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} \cdot \frac{54{,}93 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol X}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } XO_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.118. Dadas las siguientes cantidades de C_4H_{10}, ¿en cuál de ellas existen únicamente 14 átomos?
a) En $9{,}63 \cdot 10^{-23}$ g de C_4H_{10}.
b) En 58 g de C_4H_{10}.
c) En un mol de C_4H_{10} en condiciones normales.
d) En 22,4 L de C_4H_{10} en condiciones normales.

(O.Q.L. La Rioja 2008)

a) **Verdadero**. El número de átomos contenidos en esa muestra es:

$$9{,}63 \cdot 10^{-23} \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{58{,}0 \text{ g } C_4H_{10}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléc. } C_4H_{10}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} \cdot \frac{14 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } C_4H_{10}} = 14 \text{ átomos}$$

b-c-d) Falso. Las tres cantidades corresponden a un mol de C_4H_{10}, y por ello contienen N_A, un número de Avogadro; $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas.

La respuesta correcta es la **a**.

1.119. Sabiendo que el porcentaje de agua de cristalización en la sal $CoCl_2{\cdot}xH_2O$ es 45,45 %, ¿cuál es el valor de x?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5
e) 6

(O.Q.N. Ávila 2009)

La relación molar entre H_2O y $CoCl_2$ es:

$$\frac{45{,}45 \text{ g } H_2O}{(100-45{,}45) \text{ g } CoCl_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{129{,}9 \text{ } CoCl_2}{1 \text{ mol } CoCl_2} = 6\frac{\text{mol } H_2O}{\text{mol } CoCl_2} \quad \rightarrow \quad x = 6$$

La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2008).

1.120. Determine la fórmula de un aldehído que por oxidación produce un ácido monocarboxílico que contiene 58,82 % de carbono y 31,37 % de oxígeno:
a) $CH_3CH_2CH_2COCH_3$
b) $CHOCH_2CH_2CH_2CHO$
c) $CH_3CH_2CH_2CH_2CHO$
d) $CH_3CH_2CH_2CHO$

(O.Q.L. Madrid 2009)

La sustancia a se descarta ya que se trata de una cetona que por oxidación no produce un ácido monocarboxílico.

La sustancia b se descarta ya que se trata de un dialdehído que por oxidación produce un ácido dicarboxílico.

Los compuestos c y d sí son aldehídos, y los ácidos monocarboxílicos que se obtienen por oxidación de ellos son, $CH_3(CH_2)_3COOH$ y $CH_3(CH_2)_2-COOH$, respectivamente. El porcentaje de carbono en los mismos es:

$$\frac{5 \text{ mol C}}{1 \text{ mol compuesto c}} \cdot \frac{12{,}0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol compuesto c}}{102{,}0 \text{ g compuesto c}} \cdot 100 = 58{,}82 \text{ \% C}$$

$$\frac{4 \text{ mol C}}{1 \text{ mol compuesto d}} \cdot \frac{12{,}0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol compuesto d}}{88{,}0 \text{ g compuesto d}} \cdot 100 = 54{,}55 \text{ \% C}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.121. La mayoría de los cianuros son compuestos venenosos letales, la cantidad fatal para una persona es aproximadamente 1 mg de cianuro de potasio, KCN. ¿Qué dosis de las cuatro que se mencionan, puede causar un desenlace fatal por envenenamiento a una persona?
a) $2{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol
b) 0,001 mmol
c) 125 μg
d) 0,125 μg

(O.Q.L. Madrid 2009)

Expresando todas las cantidades en mg:

a) **Verdadero**.

$$2{,}0 \cdot 10^{-5} \text{ mol KCN} \cdot \frac{65{,}1 \text{ g KCN}}{1 \text{ mol KCN}} \cdot \frac{10^3 \text{ mg KCN}}{1 \text{ g KCN}} = 1{,}3 \text{ mg KCN}$$

b) Falso.

$$0{,}001 \text{ mmol KCN} \cdot \frac{65{,}1 \text{ mg KCN}}{1 \text{ mmol KCN}} = 0{,}065 \text{ mg KCN}$$

c) Falso.

$$125 \text{ μg KCN} \cdot \frac{1 \text{ mg KCN}}{10^3 \text{ μg KCN}} = 0{,}125 \text{ mg KCN}$$

d) Falso.

$$0{,}125 \text{ μg KCN} \cdot \frac{1 \text{ mg KCN}}{10^3 \text{ μg KCN}} = 1{,}25 \cdot 10^{-4} \text{ mg KCN}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.122. Señale la proposición correcta:
a) La masa en gramos de un átomo del isótopo 12 del carbono es $12/6{,}023 \cdot 10^{23}$.
b) El volumen que ocupa un mol de un gas es siempre 22,4 L.
c) Los gases ideales se caracterizan porque su volumen no cambia con la temperatura.
d) El volumen de un mol de sustancia sólida, líquida o gaseosa es siempre 22,4 L.

(O.Q.L. Murcia 2009)

a) **Verdadero**. De acuerdo con el concepto de mol:

$$\frac{12\text{ g C}}{1\text{ mol C}} \cdot \frac{1\text{ mol C}}{6{,}023 \cdot 10^{23}\text{ átomos C}} = \frac{12\text{ g}}{6{,}023 \cdot 10^{23}\text{ átomo C}}$$

b-d) Falso. 22,4 L es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas medido de condiciones normales de presión y temperatura, 1 atm y 0 °C.

c) Falso. Los gases se comportan como ideales a presiones bajas y temperaturas altas.

La respuesta correcta es la **a**.

1.123. ¿Cuál es el porcentaje en masa del oxígeno en el MgO?
a) 20 %
b) 40 %
c) 50 %
d) 60 %

(O.Q.L. Murcia 2009)

El porcentaje en masa de O en el MgO es:

$$\frac{1\text{ mol O}}{1\text{ mol MgO}} \cdot \frac{16{,}0\text{ g O}}{1\text{ mol O}} \cdot \frac{1\text{ mol MgO}}{40{,}3\text{ g MgO}} \cdot 100 = 40\ \%\text{ O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.124. El nitrógeno tiene de masa igual a 14,0. Determine cuántas moléculas existen en 7,00 g de nitrógeno molecular.
a) $1{,}51 \cdot 10^{23}$
b) $3{,}01 \cdot 10^{23}$
c) $6{,}02 \cdot 10^{23}$
d) $0{,}86 \cdot 10^{23}$

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

El número de moléculas de N_2 que integran una muestra de 7,00 g de N_2 es:

$$7\text{ g N}_2 \cdot \frac{1\text{ mol N}_2}{28{,}0\text{ g N}_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\text{ moléculas N}_2}{1\text{ mol N}_2} = 1{,}51 \cdot 10^{23}\text{ moléculas N}_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.125. ¿Qué contiene más átomos de oxígeno?
a) 0,50 mol H_2O.
b) 23 g NO_2.
c) 1 L de gas ozono, O_3, medido a 700 mmHg y 25 °C.
d) El $KMnO_4$ que hay en 1 L de disolución 0,1 M.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

a) Falso.

$$0{,}50\text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{1\text{ mol O}}{1\text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\text{ átomos O}}{1\text{ mol O}} = 3{,}0 \cdot 10^{23}\text{ átomos O}$$

b) **Verdadero**.

$$23\ \text{g NO}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol NO}_2}{46{,}0\ \text{g NO}_2} \cdot \frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol NO}_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = 6{,}0 \cdot 10^{23}\ \text{átomos O}$$

c) Falso. Considerando comportamiento ideal:

$$n = \frac{700\ \text{mmHg} \cdot 1\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}038\ \text{mol O}_3$$

$$0{,}038\ \text{mol O}_3 \cdot \frac{3\ \text{mol O}}{1\ \text{mol O}_3} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = 6{,}8 \cdot 10^{22}\ \text{átomos O}$$

d) Falso.

$$1\ \text{L KMnO}_4\ 0{,}1\ \text{M} \cdot \frac{0{,}1\ \text{mol KMnO}_4}{1\ \text{L KMnO}_4\ 0{,}1\ \text{M}} = 0{,}1\ \text{mol KMnO}_4$$

$$0{,}1\ \text{mol KMnO}_4 \cdot \frac{4\ \text{mol O}}{1\ \text{mol KMnO}_4} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = 2{,}4 \cdot 10^{23}\ \text{átomos O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.126. El dióxido de carbono, CO_2, posee, independientemente de su procedencia, 27,3 g de carbono por cada 72,7 g de oxígeno, lo que constituye una prueba de la ley de:
a) La conservación de la energía.
b) Las proporciones definidas.
c) La conservación de la materia.
d) Las proporciones múltiples.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

La ley de las proporciones definidas o constantes de Proust (1799) dice:

> "Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en una proporción de peso definida".

$$\frac{72{,}7\ \text{g O}}{27{,}3\ \text{g C}} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} = 2\ \frac{\text{mol O}}{\text{mol C}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.127. Diga si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

i) Un ion con carga –3 pesa más que el átomo del que procede.
ii) La masa de un mol de H_2O es la masa de una molécula de agua.
iii) En un mol de NaCl hay $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos.

a) a-falsa, b-falsa, c-falsa
b) a-verdadera, b-falsa, c- verdadera
c) a-verdadera, b-falsa, c-falsa
d) a-falsa, b-falsa, c- verdadera

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

a) Falso. El aumento de masa que sufre un átomo al convertirse en un anión es despreciable, ya que la masa de un electrón es 1837 veces menor que de un protón.

b) Falso. La masa de un mol de H_2O es $6{,}022 \cdot 10^{23}$ veces superior a la de una molécula de agua.

c) Falso. En un mol de NaCl hay $6{,}022 \cdot 10^{23}$ unidades fórmula NaCl pero como cada una de ellas contiene dos iones el número de partículas que contiene un mol es el doble del número de Avogadro.

La respuesta correcta es la **a**.

1.128. El óxido de titanio(IV) se calienta en corriente de hidrógeno perdiendo algo de oxígeno. Si después de calentar 1,598 g de TiO_2 el peso de oxígeno se reduce en 0,16 g. ¿Cuál es la fórmula del producto final?
a) TiO_3
b) Ti_2O_3
c) TiO
d) Ti_2O_5

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

La cantidad de cada uno de los elementos contenida en la muestra es:

$$1{,}598\ \text{g TiO}_2\cdot\frac{1\ \text{mol TiO}_2}{81{,}9\ \text{g TiO}_2}\cdot\frac{1\ \text{mol Ti}}{1\ \text{mol TiO}_2}=0{,}0195\ \text{mol Ti}$$

$$1{,}598\ \text{g TiO}_2\cdot\frac{1\ \text{mol TiO}_2}{81{,}9\ \text{g TiO}_2}\cdot\frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol TiO}_2}\cdot\frac{16{,}0\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}}=0{,}624\ \text{g O}$$

La cantidad de oxígeno que contiene la muestra después de la reducción con hidrógeno es:

$$0{,}624\ \text{g O (inicial)} - 0{,}16\ \text{g O (reducido)} = 0{,}464\ \text{g O (final)}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\frac{0{,}464\ \text{g O}}{0{,}0195\ \text{mol Ti}}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}=\frac{3\ \text{mol O}}{2\ \text{mol Ti}}\quad\rightarrow\quad\text{fórmula empírica: Ti}_2\text{O}_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.129. Dadas las siguientes especies:

i) agua destilada ii) diamante iii) gasolina iv) vino

Indique las que son sustancias puras y no mezclas:
a) agua destilada, gasolina
b) agua destilada, vino
c) diamante, vino
d) diamante, agua destilada

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

i) El agua destilada es un compuesto de fórmula H_2O.

ii) El diamante es una de las formas alotrópicas del elemento carbono, C.

iii) La gasolina es una mezcla, que se obtiene por el fraccionamiento del petróleo, formada principalmente por hidrocarburos.

iv) El vino es una mezcla hidroetanólica que se obtiene por la fermentación de los azúcares de la uva.

La respuesta correcta es la **d**.

1.130. El análisis de un líquido volátil es 54,5 % de carbono; 9,1 % de hidrógeno y 36,4 % de oxígeno. ¿Cuál será su fórmula empírica?
a) C_3H_4O
b) C_2H_4O
c) C_3H_2O
d) C_4H_4O

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{r} 54{,}5\text{ g C}\cdot\dfrac{1\text{ mol C}}{12{,}0\text{ g C}} = 4{,}54\text{ mol C} \\ 9{,}1\text{ g H}\cdot\dfrac{1\text{ mol H}}{1{,}0\text{ g H}} = 9{,}1\text{ mol H} \\ 36{,}4\text{ g O}\cdot\dfrac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}} = 2{,}28\text{ mol O} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{c} \dfrac{4{,}54\text{ mol C}}{2{,}28\text{ mol O}} = \dfrac{2\text{ mol C}}{1\text{ mol O}} \\ \dfrac{9{,}1\text{ mol H}}{2{,}28\text{ mol O}} = \dfrac{4\text{ mol H}}{1\text{ mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow C_2H_4O$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.131. La penicilina es un antibiótico que contiene un 9,58 % en masa de azufre. ¿Cuál puede ser la masa molar de la penicilina?
a) 256 g mol^{-1}
b) 334 g mol^{-1}
c) 390 g mol^{-1}
d) 743 g mol^{-1}

(O.Q.L. Valencia 2009)

Suponiendo que la penicilina (Pen) contiene 1 mol de S por mol de sustancia, se puede plantear que:

$$\frac{1\text{ mol S}}{\text{mol Pen}}\cdot\frac{32{,}1\text{ g S}}{1\text{ mol S}}\cdot\frac{1\text{ mol Pen}}{M\text{ g Pen}} = \frac{9{,}58\text{ g S}}{100\text{ g Pen}} \qquad \rightarrow \qquad M = 334\text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.132. El análisis elemental de un compuesto orgánico dio como resultado 84,00 % de carbono y 16,00 % de hidrógeno. Su fórmula molecular es:
a) CH_4O
b) $C_6H_{14}O_2$
c) C_7H_{16}
d) C_7H_{10}
e) $C_{14}H_{22}$

(O.Q.L. País Vasco 2009)

Del análisis elemental se deduce que se trata de un hidrocarburo y tomando una base de cálculo de 100 g del mismo, el número de moles de átomos de carbono e hidrógeno es:

$$84{,}00\text{ g C}\cdot\frac{1\text{ mol C}}{12{,}0\text{ g C}} = 7{,}00\text{ mol C} \qquad 16{,}00\text{ g H}\cdot\frac{1\text{ mol H}}{1{,}0\text{ g H}} = 16{,}0\text{ mol H}$$

Relacionando ambas cantidades obtiene la fórmula empírica:

$$\frac{16{,}0\text{ mol H}}{7{,}00\text{ mol C}} \qquad \rightarrow \qquad \text{fórmula empírica: } C_7H_{16}$$

Suponiendo que se trata del hidrocarburo con la fórmula más sencilla, esta también sería la fórmula molecular.

La respuesta correcta es la **c**.

1.133. El $^{238}_{92}U$ es uno de los isótopos más utilizado como combustible en las centrales nucleares. ¿Cuántos neutrones hay en un mol de $^{238}_{92}U$?
a) $1,6 \cdot 10^{25}$
b) $1,4 \cdot 10^{26}$
c) $5,5 \cdot 10^{25}$
d) $8,8 \cdot 10^{25}$
e) $2,0 \cdot 10^{26}$

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Extremadura 2013) (O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. Cantabria 2016) (O.Q.L. Madrid 2016)

El número de neutrones que hay en un núcleo de la especie se obtiene mediante la diferencia entre el número másico, $A = 238$, y el número atómico, $Z = 92$:

número de neutrones en un átomo de $^{238}_{92}U = (238 – 92) = 146$.

En un mol de $^{238}_{92}U$ es:

$$1 \text{ mol } ^{238}_{92}U \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } ^{238}_{92}U}{1 \text{ mol } ^{238}_{92}U} \cdot \frac{146 \text{ neutrones}}{1 \text{ átomo } ^{238}_{92}U} = 8{,}8 \cdot 10^{25} \text{neutrones}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Madrid 2013 se refiere a 0,025 mol).

1.134. ¿Cuántas moléculas hay en 3,00 L de metano medidos en condiciones normales?
a) 7,46
b) $8,07 \cdot 10^{22}$
c) $4,49 \cdot 10^{23}$
e) $1,81 \cdot 10^{24}$

(O.Q.L. Baleares 2010)

El número de moléculas que integran la muestra es:

$$3{,}00 \text{ L } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{22{,}4 \text{ L } CH_4} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CH_4}{1 \text{ mol } CH_4} = 8{,}07 \cdot 10^{22} \text{ moléculas } CH_4$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.135. El carbono se combina con el oxígeno para formar CO_2 en la proporción en masa 3:8 y, por tanto:
a) 12 g de carbono reaccionan con 48 g de oxígeno.
b) Al reaccionar 9 g de carbono con 30 g de oxígeno se formarán 39 g de CO_2.
c) Al reaccionar 9 g de carbono con 30 g de oxígeno se formarán 33 g de CO_2.
d) El oxígeno es un gas y no se puede pesar.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a) Falso.

$$\frac{48 \text{ g O}}{12 \text{ g C}} = \frac{4 \text{ g O}}{1 \text{ g C}} \neq \frac{8 \text{ g O}}{3 \text{ g C}}$$

Las cantidades dadas no cumplen la relación másica.

b) Falso.

$$\frac{30 \text{ g O}}{9 \text{ g C}} = \frac{10 \text{ g O}}{3 \text{ g C}} > \frac{8 \text{ g O}}{3 \text{ g C}}$$

La relación másica determina que sobra O y que el C es el reactivo limitante, lo que impide que se formen 39 g de CO_2 y que no sobre nada.

c) **Verdadero**. La masa de CO_2 que se forma es:

$$9\text{ g C}\cdot\frac{(3+8)\text{ g CO}_2}{3\text{ g C}}=33\text{ g CO}_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.136. En un recipiente existe un compuesto puro. Realizado un análisis, se encuentran 1,80 mol de carbono; $2{,}892\cdot10^{24}$ átomos de hidrógeno y 9,6 g de oxígeno. El compuesto es:
a) H_2CO_3
b) C_3H_8O
c) $C_2H_4O_2$
d) C_3H_7O

(O.Q.L. Asturias 2010)

El número de moles de átomos de hidrógeno es:

$$2{,}89\cdot10^{24}\text{ átomos H}\cdot\frac{1\text{ mol H}}{6{,}022\cdot10^{23}\text{ átomos H}}=4{,}80\text{ mol H}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{r}1{,}80\text{ mol C}\\4{,}80\text{ mol H}\\9{,}6\text{ g O}\cdot\dfrac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}}=0{,}60\text{ mol O}\end{array}\right\}\rightarrow\left\{\begin{array}{l}\dfrac{1{,}80\text{ mol C}}{0{,}60\text{ mol O}}=3\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}}\\[2ex]\dfrac{4{,}80\text{ mol H}}{0{,}60\text{ mol O}}=8\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}}\end{array}\right\}\rightarrow C_3H_8O$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.137. Para un mismo compuesto, ¿cuál de las siguientes proposiciones es cierta?
a) Todas las muestras del compuesto tienen la misma composición.
b) Su composición depende del método de preparación.
c) El compuesto puede tener composición no variable.
d) La composición del compuesto depende del estado físico.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de las proporciones definidas de Proust (1799), un compuesto se caracteriza por tener una composición química fija.

b-c-d) Falso. Las propuestas son absurdas.

La respuesta correcta es la **a**.

1.138. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?
a) Un mol de cualquier compuesto ocupa un volumen de 22,4 L.
b) El número de Avogadro indica el número de átomos que hay en una molécula.
c) El número de electrones de un átomo depende del valor de la masa atómica.
d) El número de electrones de un átomo es el valor del número atómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a) Falso. La afirmación es solo para gases en condiciones normales.

b) Falso. El número de Avogadro indica el número de partículas que integran un mol de sustancia.

c) Falso. La propuesta es absurda.

d) **Verdadero**. Sería más correcto decir que el número de electrones de un átomo coincide con el valor del número atómico de un átomo neutro.

La respuesta correcta es la **d**.

1.139. Si 3,6 g de carbono se combinan con 0,8 g de hidrógeno para formar un compuesto, la fórmula molecular de este será:
a) C_3H_8
b) C_3H_6
c) C_3H_{16}
d) Para hallarla haría falta el peso molecular del compuesto.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

Relacionando ambas cantidades se puede obtener que la fórmula empírica es:

$$\frac{0{,}8\ \text{g H}}{3{,}6\ \text{g C}}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\cdot\frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}}=\frac{8\ \text{mol H}}{3\ \text{mol C}}\qquad\rightarrow\qquad \text{fórmula empírica: } C_3H_8$$

Habitualmente, para determinar la fórmula molecular se necesita el peso molecular del compuesto. En este caso, se trata de un hidrocarburo saturado, C_nH_{2n+2}, cuya fórmula no puede simplificarse, por lo tanto, coinciden las fórmulas empírica y molecular.

La respuesta correcta es la **a**.

1.140. Si el compuesto MCl_2 contiene el 56,34 % de cloro, ¿cuál será la masa atómica de M?
a) 54,94 g
b) 43,66 g
c) 71,83 g
d) 112,68 g

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

Tomando una base de cálculo de 100,0 g de compuesto y teniendo en cuenta su estequiometría se puede obtener la masa atómica del elemento M:

$$100{,}0\ \text{g}\ MCl_2\cdot\frac{1\ \text{mol}\ MCl_2}{(x+2\cdot 35{,}45)\ \text{g}\ MCl_2}\cdot\frac{2\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol}\ MCl_2}\cdot\frac{35{,}45\ \text{g Cl}}{1\ \text{mol Cl}}=56{,}34\ \text{g Cl}\qquad\rightarrow\qquad x=54{,}94\ \text{g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.141. Una muestra de sulfato de hierro(II) hidratado, $FeSO_4\cdot xH_2O$, de masa 4,5 g se calienta hasta eliminar todo el agua quedando un residuo seco de 2,46 g. ¿Cuál será el valor de x?
a) 5
b) 6
c) 7
d) 8

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

La relación molar entre H_2O y $FeSO_4$ es:

$$\frac{(4{,}5-2{,}46)\ \text{g}\ H_2O}{2{,}46\ \text{g}\ FeSO_4}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{151{,}8\ FeSO_4}{1\ \text{mol}\ FeSO_4}=7\,\frac{\text{mol}\ H_2O}{\text{mol}\ FeSO_4}\qquad\rightarrow\qquad x=7$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2008 y otras).

1.142. El flúor, F_2, y el cloro, Cl_2, son dos elementos del grupo de los halógenos, gases en condiciones normales, con $Z = 9$ y 17, respectivamente. Elija la única afirmación correcta:
a) Tendrán distinto número de electrones en la capa de valencia.
b) En las moléculas diatómicas los dos átomos están unidos por enlace iónico.
c) El número de átomos en un mol de F_2 será el mismo que en un mol de Cl_2.
d) La masa molecular de un mol de flúor será la misma que la de un mol de cloro.

(O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Cantabria 2015)

a) Falso. Los elementos de un grupo tienen idéntica estructura electrónica externa, para los halógenos es $ns^2\ np^5$, por lo que tienen 7 electrones de valencia.

b) Falso. Cuando se unen dos átomos idénticos para formar una molécula lo hacen siempre mediante un enlace covalente.

c) **Verdadero**. De acuerdo con el concepto de mol:

$$1\ \text{mol F}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol F}}{1\ \text{mol F}_2} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos F}}{1\ \text{mol F}} = 2\ N_A\ \text{átomos F}$$

$$1\ \text{mol Cl}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol Cl}_2} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos Cl}}{1\ \text{mol Cl}} = 2\ N_A\ \text{átomos Cl}$$

d) Falso. Las masas molares relativas del F_2 y del Cl_2 son, respectivamente, 38 y 71.

La respuesta correcta es la **c**.

1.143. Que el peso equivalente del calcio es 20, significa que:
a) Los átomos de calcio pesan 20 g.
b) 20 g de calcio se combinan con 1 g de hidrógeno.
c) Un átomo de calcio pesa 20 veces más que uno de hidrógeno.
d) 20 g de hidrógeno se combinan con 1 g de calcio.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

El concepto de peso equivalente sale de la ley de las proporciones recíprocas de Richter (1792) que dice:

> "las masas de elementos diferentes que se combinan con una misma masa de otro elemento dado, son las masas relativas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o submúltiplos de estos".

Por tanto, si el peso equivalente de calcio es 20 g, quiere decir que 1 g de hidrógeno se combina con 20 g de calcio.

La respuesta correcta es la **b**.

1.144. Una muestra de 100 mg de un compuesto constituido solamente por C, H y O dio, al analizarla por combustión, 149 y 45,5 mg de CO_2 y H_2O, respectivamente. La fórmula empírica de este compuesto corresponde a:
a) $C_2H_3O_2$
b) $C_3H_3O_2$
c) $C_2H_4O_2$
d) $C_3H_4O_2$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Las cantidades de cada elemento en la muestra de compuesto X son:

$$149\ \text{mg } CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol } CO_2}{44{,}0\ \text{mg } CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mmol C}}{1\ \text{mmol } CO_2} = 3{,}39\ \text{mmol C}$$

$$45{,}5\ \text{mg } H_2O \cdot \frac{1\ \text{mmol } H_2O}{18{,}0\ \text{mg } H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mmol H}}{1\ \text{mmol } H_2O} = 5{,}06\ \text{mmol H}$$

El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$149\ \text{mg X} - 3{,}39\ \text{mmol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{mg C}}{1\ \text{mmol C}} - 5{,}06\ \text{mmol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mg H}}{1\ \text{mmol H}} = 103\ \text{mg O}$$

$$103\ \text{mg O} \cdot \frac{1\ \text{mmol O}}{16{,}0\ \text{mg O}} = 6{,}46\ \text{mmol O}$$

Relacionando el número de mmoles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{5{,}06\ \text{mmol H}}{3{,}39\ \text{mmol C}} = \dfrac{3\ \text{mmol H}}{2\ \text{mmol C}} \\[2ex] \dfrac{6{,}46\ \text{mmol O}}{3{,}39\ \text{mmol C}} = \dfrac{2\ \text{mmol O}}{2\ \text{mmol C}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } C_2H_3O_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.145. Cuando una muestra de magnesio que pesa 1,58 g arde en presencia de oxígeno, se forman 2,62 g de óxido de magnesio. La composición centesimal de este será:
a) 1,58 % magnesio y 2,62 % oxígeno.
b) 60,3 % magnesio y 39,7 % oxígeno.
c) 77,9 % magnesio y 22,1 % oxígeno.
d) 1,58 % magnesio y 1,04 % oxígeno.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La composición centesimal del óxido de magnesio es:

$$\frac{1{,}58\ \text{g Mg}}{2{,}62\ \text{g óxido}} \cdot 100 = 60{,}3\ \%\ \text{Mg}$$

$$\frac{(2{,}62\ \text{g óxido} - 1{,}58\ \text{g Mg})\ \text{g O}}{2{,}62\ \text{g óxido}} \cdot 100 = 39{,}7\ \%\ \text{O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.146. El bromuro de potasio tiene una composición centesimal de 67,2 % de bromo y 32,8 % de potasio. Si se prepara una reacción entre 18,3 g de bromo y 12,8 g de potasio, qué cantidad de potasio quedará sin reaccionar:
a) Ninguna
b) 12,8 g
c) 3,9 g
d) 13,7 g

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Relacionando bromo y potasio:

$$18{,}3\ \text{g Br} \cdot \frac{32{,}8\ \text{g K}}{67{,}2\ \text{g Br}} = 8{,}9\ \text{g K}$$

$$12{,}8\ \text{g K (inicial)} - 8{,}9\ \text{g K (reaccionado)} = 3{,}9\ \text{g K (exceso)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.147. ¿Cuántos moles de azufre hay en una muestra que contiene $7{,}652 \cdot 10^{22}$ átomos de S?
a) 0,0238 mol
b) 0,127 mol
c) 0,349 mol
d) 0,045 mol

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

El número de moles de átomos de S en la muestra es:

$$7{,}65 \cdot 10^{22} \text{ átomos S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos S}} = 0{,}127 \text{ mol S}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.148. Considere muestras de 1 g de las siguientes sustancias, ¿cuál de ellas contiene el mayor número de moléculas?
a) $CHCl_3$
b) CS_2
c) $COCl_2$
d) $C_2H_2F_2$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

Contiene más moléculas aquella cantidad de sustancia que tenga mayor número de moles, y como de todas las sustancias existe la misma masa, el mayor número de moles corresponde a la sustancia con menor masa molar:

Sustancia	$CHCl_3$	CS_2	$COCl_2$	$C_2H_2F_2$
M / g mol^{-1}	119,5	76,0	99,0	64,0

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

1.149. Al quemar completamente 13,0 g de un hidrocarburo se forman 9,0 g de agua. ¿Cuál es la fórmula del hidrocaburo?
a) CH_4
b) C_2H_2
c) C_2H_4
d) C_3H_8

(O.Q.L. Valencia 2010) (O.Q.L. Murcia 2016)

El hidrógeno contenido en el hidrocarburo se transforma en agua:

$$9{,}0 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} = 1{,}0 \text{ mol H}$$

El carbono contenido en el hidrocarburo se calcula por diferencia:

$$\left.\begin{array}{r} 13{,}0 \text{ g hidrocarburo} - \left(1{,}0 \text{ mol H} \cdot \dfrac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right) = 12{,}0 \text{ g C} \\ 12{,}0 \text{ g C} \cdot \dfrac{1 \text{ mol C}}{12{,}0 \text{ g C}} = 1{,}0 \text{ mol C} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol H}} \rightarrow \text{CH}$$

La fórmula molecular es C_2H_2.

La respuesta correcta es la **b**.

1.150. ¿Cuántos moles de iones en total se producen cuando se disuelven agua 0,1 mol de $Fe_2(SO_4)_3$?
a) 0,14
b) 1,4
c) 0,5
d) 0,1
e) 0,12

(O.Q.L. Valencia 2010)

La ecuación química correspondiente a disociación iónica del $Fe_2(SO_4)_3$ es:

$$Fe_2(SO_4)_3(s) \rightarrow 2\ Fe^{3+}(aq) + 3\ SO_4^{2-}(aq)$$

Relacionando moles de compuesto con moles de iones:

$$0{,}1\ \text{mol}\ Fe_2(SO_4)_3 \cdot \frac{5\ \text{mol iones}}{1\ \text{mol}\ Fe_2(SO_4)_3} = 0{,}5\ \text{mol}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.151. Para la reacción siguiente:

$$3\ Fe(s) + 2\ O_2(g) \rightarrow Fe_3O_4(s)$$

¿Cuántas moléculas de $O_2(g)$ son necesarias para reaccionar con 27,9 mol de Fe(s)?
a) $5{,}5986 \cdot 10^{24}$
b) $1{,}1197 \cdot 10^{25}$
c) $3{,}3592 \cdot 10^{25}$
d) $2{,}5224 \cdot 10^{25}$
e) $1{,}6596 \cdot 10^{25}$

(O.Q.L. Valencia 2010)

Relacionando Fe con O_2:

$$27{,}9\ \text{mol Fe} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ O_2}{3\ \text{mol Fe}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 1{,}12 \cdot 10^{25}\ \text{moléculas}\ O_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.152. Se sabe que $2{,}07 \cdot 10^{22}$ átomos de un elemento pesan 2,48 g. Esto significa que su masa molar (en $g\ mol^{-1}$) es:
a) 5,13
b) 36,0
c) 72,1
d) 22,4
e) 144

(O.Q.L. País Vasco 2010)

Aplicando el concepto de mol al elemento X:

$$\frac{2{,}48\ \text{g X}}{2{,}07 \cdot 10^{22}\ \text{átomos X}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos X}}{1\ \text{mol X}} = 72{,}1\ \text{g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2002).

1.153. La nicotina es un alcaloide natural presente en la planta del tabaco. Su análisis elemental da la siguiente composición centesimal: 74,03 % C; 8,70 % H y 17,27 % N. ¿Cuál es la fórmula molecular de la nicotina compatible con este análisis?
a) C_6H_5N
b) $C_{10}H_{16}N_2$
c) $C_9H_{16}ON_2$
d) C_8H_5N
e) Ninguna se ajusta a este análisis.

(O.Q.L. País Vasco 2010)

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla. Tomando una base de cálculo de 100 g de nicotina:

$$\left.\begin{array}{r} 74{,}03\text{ g C}\cdot\dfrac{1\text{ mol C}}{12{,}0\text{ g C}} = 6{,}17\text{ mol C} \\[2ex] 8{,}70\text{ g H}\cdot\dfrac{1\text{ mol H}}{1{,}0\text{ g H}} = 8{,}70\text{ mol H} \\[2ex] 17{,}27\text{ g N}\cdot\dfrac{1\text{ mol N}}{14{,}0\text{ g N}} = 1{,}23\text{ mol N} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{6{,}17\text{ mol C}}{1{,}23\text{ mol N}} = 5\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol N}} \\[2ex] \dfrac{8{,}70\text{ mol H}}{1{,}23\text{ mol N}} = 7\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol N}} \end{array}\right\} \rightarrow C_5H_7N$$

La respuesta correcta es la **e**.

(En la cuestión propuesta en Asturias 2006 y La Rioja 2011 se pide calcular la fórmula más simple).

1.154. Un compuesto contiene un 85,7 % en masa de carbono y un 14,3 % en masa de hidrógeno. Una muestra de 0,72 g del mismo en estado gaseoso a 110 °C y 0,967 atm ocupa un volumen de 0,559 L. ¿Cuál es su fórmula molecular?
a) CH_2
b) C_2H_4
c) C_3H_6
d) C_4H_8
e) C_6H_{12}

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T se calcula mediante la expresión:

$$M = \frac{0{,}72\text{ g}\cdot(0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(110+273{,}15)\text{ K}}{0{,}967\text{ atm}\cdot 0{,}559\text{ L}} = 42\text{ g mol}^{-1}$$

A partir de los datos proporcionados se puede obtener que la fórmula empírica es:

$$\frac{14{,}3\text{ g H}}{85{,}7\text{ g C}}\cdot\frac{12\text{ g C}}{1\text{ mol C}}\cdot\frac{1\text{ mol H}}{1\text{ g H}} = \frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol C}} \quad\rightarrow\quad \text{fórmula empírica: }(CH_2)_n$$

A partir de la masa molar obtenida y la fórmula empírica se obtiene que la fórmula molecular es:

$$n = \frac{42\text{ g mol}^{-1}}{14\text{ g mol}^{-1}} = 3 \quad\rightarrow\quad \text{fórmula molecular: } C_3H_6$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.155. En las mismas condiciones de presión y temperatura, 600 mL de cloro gaseoso se mezclan con 200 mL de vapor de yodo reaccionando completamente originándose 400 mL de un nuevo gas sin variar ni la presión ni la temperatura. ¿Cuál es la fórmula molecular de dicho gas?
a) ICl
b) I_3Cl
c) I_5Cl_2
d) ICl_3

(O.Q.L. Asturias 2011)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación volumétrica coincide con la relación molar y permite obtener la fórmula del compuesto:

$$\frac{600\ \text{mL Cl}_2}{400\ \text{mL compuesto}} \cdot \frac{1\ \text{mmol Cl}_2}{V\ \text{mL Cl}_2} \cdot \frac{V\ \text{mL compuesto}}{1\ \text{mmol compuesto}} \cdot \frac{2\ \text{mmol Cl}}{1\ \text{mmol Cl}_2} = 3\,\frac{\text{mmol Cl}}{\text{mmol compuesto}}$$

$$\frac{200\ \text{mL I}_2}{400\ \text{mL compuesto}} \cdot \frac{1\ \text{mmol I}_2}{V\ \text{mL I}_2} \cdot \frac{V\ \text{mL compuesto}}{1\ \text{mmol compuesto}} \cdot \frac{2\ \text{mmol I}}{1\ \text{mmol I}_2} = 1\,\frac{\text{mmol I}}{\text{mmol compuesto}}$$

Relacionando ambas cantidades se obtienen la fórmula empírica del compuesto:

$$\frac{3\ \text{mmol Cl}/1\ \text{mmol compuesto}}{1\ \text{mmol I}/1\ \text{mmol compuesto}} = 3\,\frac{\text{mmol Cl}}{\text{mmol I}} \quad\rightarrow\quad \text{fórmula empírica: ICl}_3$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.156. En 30,0 g de un óxido MO_2 hay 4,00 g de oxígeno. Si la masa atómica del oxígeno es 16,00 u, la masa atómica del metal expresada en u es:
a) 32
b) 122
c) 208
d) 240

(O.Q.L. Asturias 2011)

A partir de la estequiometría del MO_2 se puede obtener la masa atómica (que coincide con la masa molar) del elemento M:

$$\frac{(30{,}0-4{,}00)\ \text{g M}}{4{,}00\ \text{g O}} \cdot \frac{1\ \text{mol M}}{x\ \text{g M}} \cdot \frac{16{,}00\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}} = \frac{1\ \text{mol M}}{2\ \text{mol O}} \quad\rightarrow\quad x = 208\ \text{g mol}^{-1} \quad\rightarrow\quad x = 208\ \text{u}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.157. Un mol:
a) Es la masa de $6{,}023 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno.
b) De átomos de hidrógeno tiene una masa de 1 u.
c) De hormigas son $6{,}023 \cdot 10^{23}$ hormigas (si las hubiera).
d) De oxígeno gaseoso tiene una masa de 16 g.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a) Falso. El mol indica el número de partículas relacionado con una determinada masa.

b) Falso. Ese número de átomos de hidrógeno tiene una masa de 1 g.

c) **Verdadero**. Un mol corresponde a un número de Avogadro de partículas, aunque no es la unidad apropiada para contar algo que no sean partículas.

d) Falso. El oxígeno gaseoso tienen por fórmula O_2 y su masa molar es 32 g.

La respuesta correcta es la **c**.

1.158. El cobre puede obtenerse de las menas de los siguientes minerales. Señale cuál de ellos tiene el mayor contenido en cobre:
a) Calcopirita, $CuFeS_2$
b) Cobelita, CuS
c) Calcosina, Cu_2S
d) Cuprita, Cu_2O

(O.Q.L. Murcia 2011)

a) Falso. Calcopirita, $CuFeS_2$.

$$\frac{1\text{ mol Cu}}{1\text{ mol CuFeS}_2}\cdot\frac{63{,}5\text{ g Cu}}{1\text{ mol Cu}}\cdot\frac{1\text{ mol CuFeS}_2}{183{,}3\text{ g CuFeS}_2}\cdot 100 = 34{,}6\ \%\text{ Cu}$$

b) Falso. Cobelita, CuS.

$$\frac{1\text{ mol Cu}}{1\text{ mol CuS}}\cdot\frac{63{,}5\text{ g Cu}}{1\text{ mol Cu}}\cdot\frac{1\text{ mol CuS}}{95{,}5\text{ g CuS}}\cdot 100 = 66{,}5\ \%\text{ Cu}$$

c) Falso. Calcosina, Cu_2S.

$$\frac{2\text{ mol Cu}}{1\text{ mol Cu}_2\text{S}}\cdot\frac{63{,}5\text{ g Cu}}{1\text{ mol Cu}}\cdot\frac{1\text{ mol Cu}_2\text{S}}{159{,}0\text{ g Cu}_2\text{S}}\cdot 100 = 79{,}9\ \%\text{ Cu}$$

d) **Verdadero**. Cuprita, Cu_2O.

$$\frac{2\text{ mol Cu}}{1\text{ mol Cu}_2\text{O}}\cdot\frac{63{,}5\text{ g Cu}}{1\text{ mol Cu}}\cdot\frac{1\text{ mol Cu}_2\text{O}}{143{,}0\text{ g Cu}_2\text{O}}\cdot 100 = 88{,}8\ \%\text{ Cu}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.159. Cuando se hace arder un trozo de 50 g de carbón y teniendo en cuenta la ley de conservación de la masa, se puede decir que los productos de la combustión:
a) Pesarán más de 50 g.
b) Pesarán menos de 50 g.
c) Pesarán exactamente 50 g, puesto que la masa ni se crea ni se destruye.
d) No pesarán nada, porque se convierten en gases.

(O.Q.L. Murcia 2011)

La ecuación ajustada correspondiente a la combustión del carbón (supuesto puro) es:

$$\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$$

De acuerdo con la misma, si se parte de 50 g de C, los productos pesarán más de esa cantidad ya que hay que tener en cuenta la masa de O_2 consumida.

La respuesta correcta es la **a**.

1.160. Una muestra cristalizada de cloruro de manganeso(II) hidratado, $MnCl_2{\cdot}xH_2O$, y que pesa 4,50 g se calienta hasta eliminar totalmente el agua quedando un residuo pulverulento seco que pesa 2,86 g. ¿Cuál será el valor de x?
a) 2
b) 4
c) 6
d) 8

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La relación molar entre H_2O y $MnCl_2$ es:

$$\frac{(4{,}5-2{,}86)\ \text{g}\ H_2O}{2{,}86\ \text{g}\ MnCl_2}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{125{,}9\ MnCl_2}{1\ \text{mol}\ MnCl_2}=4\,\frac{\text{mol}\ H_2O}{\text{mol}\ MnCl_2}\qquad\rightarrow\qquad x=4$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2008 y Castilla y León 2010).

1.161. La masa atómica de un átomo M es 40 y la masa molecular de su cloruro es 111 g mol^{-1}. Con estos datos se puede deducir que la fórmula más probable del cloruro de M es:
a) MCl_2
b) MCl
c) M_2Cl
d) M_2Cl_3

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La fórmula del cloruro metálico, MCl_x, es:

$$\frac{(111-40)\ \text{g Cl}}{1\ \text{mol M}}\cdot\frac{1\ \text{mol Cl}}{35{,}5\ \text{g Cl}}=2\,\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol M}}$$

De la fórmula se deduce que el número de oxidación del elemento M es +2, por tanto, la fórmula más probable del cloruro debe ser MCl_2.

La respuesta correcta es la **a**.

1.162. Se calentó en atmósfera de oxígeno una muestra de 2,500 g de uranio. El óxido resultante tiene una masa de 2,949 g, por lo que su fórmula empírica es:
a) U_2O_3
b) UO
c) UO_2
d) U_3O_8

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La masa de oxígeno contenida en la muestra de óxido es:

$$2{,}949\ \text{g óxido}-2{,}500\ \text{g uranio}=0{,}449\ \text{g oxígeno}$$

La fórmula más sencilla del óxido es:

$$\frac{0{,}449\ \text{g O}}{2{,}500\ \text{g U}}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}\cdot\frac{238{,}0\ \text{g U}}{1\ \text{mol U}}=\frac{8\ \text{mol O}}{3\ \text{mol U}}\qquad\rightarrow\qquad\text{fórmula empírica: } U_3O_8$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2008).

1.163. Determine qué cantidad de las siguientes sustancias contiene mayor número de átomos:
a) 0,50 mol SO_2.
b) 14 g de nitrógeno molecular.
c) 67,2 L de gas helio en condiciones normales de presión y temperatura.
b) 22,4 g de oxígeno molecular.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

a) Falso.

$$0{,}50\ \text{mol}\ SO_2\cdot\frac{3\ \text{mol átomos}}{1\ \text{mol}\ SO_2}\cdot\frac{N_A\ \text{átomos}}{1\ \text{mol átomos}}=1{,}5\ N_A\ \text{átomos}$$

b) Falso.

$$14\ \text{g N}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol N}_2}{28{,}0\ \text{g N}_2} \cdot \frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol N}_2} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos}}{1\ \text{mol N}} = N_A\ \text{átomos}$$

c) **Verdadero**.

$$67{,}2\ \text{L He} \cdot \frac{1\ \text{mol He}}{22{,}4\ \text{L He}} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos}}{1\ \text{mol He}} = 3\ N_A\ \text{átomos}$$

d) Falso.

$$22{,}4\ \text{g O}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol O}_2}{32{,}0\ \text{g O}_2} \cdot \frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol O}_2} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos}}{1\ \text{mol O}} = 1{,}4\ N_A\ \text{átomos}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2008).

1.164. ¿Cuántas moléculas de ozono hay en 3,20 g de O_3?
a) $4{,}0 \cdot 10^{22}$
b) $6{,}0 \cdot 10^{22}$
c) $1{,}2 \cdot 10^{23}$
d) $6{,}0 \cdot 10^{23}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

El número de moléculas que integran una muestra de 3,20 g de O_3 es:

$$3{,}20\ \text{g O}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol O}_3}{48{,}0\ \text{g O}_3} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas O}_3}{1\ \text{mol O}_3} = 4{,}01 \cdot 10^{22}\ \text{moléculas O}_3$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.165. En un proceso industrial se ha determinado que 4,3 kg de cromo metálico (99,99 % de pureza) se combinan con exactamente 8,8 kg de cloro gaseoso. En otro proceso de la misma planta química, se combinan 7,6 kg de cromo con 10,4 kg de cloro gas para obtener un producto para otro tipo de aplicación comercial. En conclusión, se puede decir:
a) Se cumple la ley de las proporciones múltiples en los dos procesos.
b) Se cumple la ley de las proporciones múltiples solo en el primer proceso.
c) El segundo producto tiene que estar constituido por dos tipos de moléculas diferentes para que se cumpla la ley de las proporciones múltiples.
d) No se cumple la ley de las proporciones múltiples en ningún caso.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

La ley de Dalton de las proporciones múltiples (1808) dice:

> "las masas de un elemento que se combinan con una masa fija de otro, para formar diferentes compuestos, están en relación de números enteros sencillos".

Considerando una masa fija de, por ejemplo 52,0 kg de cromo, las masas de cloro que se combinan con esta en cada uno de los dos compuestos son:

- Proceso 1 (4,3 kg de cromo y 8,8 kg de cloro)

$$52{,}0\ \text{kg Cr} \cdot \frac{8{,}8\ \text{kg Cl}_2}{4{,}3\ \text{kg Cr}} = 106{,}4\ \text{kg Cl}_2$$

- Proceso 2 (7,6 kg de cromo y 10,7 kg de cloro)

$$52{,}0\ \text{kg Cr} \cdot \frac{10{,}7\ \text{kg Cl}_2}{7{,}6\ \text{kg Cr}} = 73{,}2\ \text{kg Cl}_2$$

Relacionando entre sí las masas de Cl_2 se obtiene:

$$\frac{106{,}4\ \text{kg } Cl_2\ \text{(proceso 2)}}{73{,}2\ \text{kg } Cl_2\ \text{(proceso 1)}} \approx \frac{3}{2}$$

Valor que demuestra que se cumple la ley de Dalton de las proporciones múltiples.

La respuesta correcta es la **a**.

1.166. El oso koala come exclusivamente hojas de eucalipto. Su aparato digestivo elimina el veneno del aceite de eucalipto. El constituyente principal del aceite contiene 77,87 % de C; 11,760 % de H y el resto es de O. Si tiene una masa molar de 154 g su fórmula molecular será:
a) $C_8H_{16}O$
b) $C_{10}H_{18}O$
c) $C_9H_{18}O$
d) $C_{10}H_{18}O_2$
e) $C_9H_{16}O$

(O.Q.L. Cantabria 2011)

Tomando una base de cálculo de 100,0 g de eucaliptol (EU) la cantidad de oxígeno que contiene es:

$$100{,}0\ \text{g X} - (77{,}87\ \text{g C} + 11{,}76\ \text{g H}) = 10{,}37\ \text{g O}$$

El número de moles de cada elemento por cada mol de compuesto proporciona la fórmula molecular:

$$\left.\begin{array}{l}\dfrac{77{,}87\ \text{g C}}{100\ \text{g EU}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \dfrac{154\ \text{g EU}}{1\ \text{mol EU}} = 10\,\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol EU}} \\[2ex] \dfrac{11{,}76\ \text{g H}}{100\ \text{g EU}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} \cdot \dfrac{154\ \text{g EU}}{1\ \text{mol EU}} = 18\,\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol EU}} \\[2ex] \dfrac{10{,}37\ \text{g O}}{100\ \text{g EU}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} \cdot \dfrac{154\ \text{g EU}}{1\ \text{mol EU}} = 1\,\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol EU}}\end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } C_{10}H_{18}O$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.167. El porcentaje en masa de oxígeno en $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ es:
a) 9,60
b) 28,8
c) 43,2
d) 72,0
e) 144

(O.Q.N. El Escorial 2012)

El porcentaje en masa de oxígeno en la sustancia es:

$$\frac{30\ \text{mol O}}{1\ \text{mol } Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O} \cdot \frac{16{,}0\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}} \cdot \frac{1\ \text{mol } Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O}{666{,}0\ \text{g } Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O} \cdot 100 = 72{,}0\ \%\ \text{O}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.168. En un mol de sulfato de aluminio hay:
a) $72{,}276 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno.
b) Tres átomos de azufre.
c) Doce moles de oxígeno.
d) Seis átomos de aluminio.

(O.Q.L. Murcia 2012)

a-b) Falso. Las propuestas son absurdas para un mol de sustancia.

c) **Verdadero**.

$$1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3 \cdot \frac{12\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3} = 12\ \text{mol O}$$

d) Falso.

$$1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3 \cdot \frac{2\ \text{mol Al}}{1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos Al}}{1\ \text{mol Al}} = 2N_A\ \text{átomos Al}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.169. Una muestra de 0,720 g de un compuesto en estado gaseoso a 110 °C y 0,967 atm ocupa un volumen de 0,559 L. ¿Cuál es su fórmula molecular?
a) CH_2
b) C_2H_4
c) C_3H_6
d) C_4H_8

(O.Q.L. Murcia 2012)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T se calcula mediante la expresión:

$$M = \frac{0{,}720\ \text{g} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (110 + 273{,}15)\ \text{K}}{0{,}967\ \text{atm} \cdot 0{,}559\ \text{L}} = 41{,}8\ \text{g mol}^{-1}$$

Sabiendo que las masas molares de los hidrocarburos son:

Hidrocarburo	---	Eteno	Propeno	Buteno
Fórmula	CH_2	C_2H_4	C_3H_6	C_4H_8
M / g·mol^{-1}	14,0	28,0	42,0	56,0

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2011).

1.170. Una sustancia es una forma de materia que se caracteriza por:
a) Tener propiedades distintivas y composición definida.
b) Estar constituida por un único elemento químico.
c) Tener siempre estado físico sólido.
d) Tener propiedades características y cualquier composición.

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

Una sustancia tiene una composición química definida (ley de Proust) y propiedades características.

La respuesta correcta es la **a**.

1.171. Si AB_2 es la fórmula empírica de un compuesto ¿qué otra información se necesita para determinar su fórmula molecular?
a) La relación estequiométrica de los componentes.
b) El estado físico del mismo.
c) La masa molar.
d) No se necesita información adicional.

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

La fórmula empírica de la sustancia sería $(AB_2)_n$ y para determinar la fórmula molecular es preciso determinar el valor de n. Esto se consigue conociendo la masa molar de la sustancia.

$$n = \frac{\text{Masa del compuesto molecular}}{\text{Masa de la fórmula empírica } AB_2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.172. Una muestra de 4,0 g de calcio se oxida en exceso de oxígeno para dar 5,6 g de un óxido de calcio. ¿Cuál es la fórmula de este óxido?
a) CaO
b) Ca_2O
c) CaO_2
d) Ca_2O_3

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

La masa de oxígeno contenida en la muestra de óxido es:

$$5{,}6 \text{ g óxido} - 4{,}0 \text{ g calcio} = 1{,}6 \text{ g oxígeno}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula más sencilla del óxido:

$$\frac{1{,}6 \text{ g O}}{4{,}0 \text{ g Ca}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} \cdot \frac{40{,}0 \text{ g Ca}}{1 \text{ mol Ca}} = 1 \frac{\text{mol O}}{\text{mol Ca}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: CaO}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a las propuestas en Castilla y León 2008 y 2011).

1.173. Un gramo de moléculas de hidrógeno contiene la misma cantidad de átomos que:
a) Un gramo de átomos de hidrógeno.
b) un gramo de amoniaco.
c) Un gramo de agua.
d) Un gramo de ácido sulfúrico.

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

El número de átomos de hidrógeno contenidos en 1 g de H_2 es:

$$1 \text{ g } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2{,}0 \text{ g } H_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2} \cdot \frac{N_A \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = N_A \text{ átomos H}$$

a) **Verdadero**.

$$1 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1{,}0 \text{ g H}} \cdot \frac{N_A \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = N_A \text{ átomos H}$$

b) Falso.

$$1 \text{ g } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17{,}0 \text{ g } NH_3} \cdot \frac{3 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{N_A \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = \frac{3N_A}{17} \text{ átomos H}$$

c) Falso.

$$1 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{N_A \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = \frac{N_A}{9} \text{ átomos H}$$

d) Falso.

$$1 \text{ g } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98{,}1 \text{ g } H_2SO_4} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{N_A \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = \frac{N_A}{49} \text{ átomos H}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.174. ¿Qué compuesto tiene mayor porcentaje de nitrógeno por masa?
a) NH_2OH ($M_r = 33{,}0$)
b) NH_4NO_2 ($M_r = 64{,}1$)
c) N_2O_3 ($M_r = 76{,}0$)
d) $NH_4NH_2CO_2$ ($M_r = 78{,}1$)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Asturias 2013)

El porcentaje en masa de nitrógeno en cada una de las sustancias es:

a) Falso. NH_2OH

$$\frac{1\ \text{mol N}}{1\ \text{mol NH}_2\text{OH}}\cdot\frac{14{,}0\ \text{g N}}{1\ \text{mol N}}\cdot\frac{1\ \text{mol NH}_2\text{OH}}{33{,}0\ \text{g NH}_2\text{OH}}\cdot 100 = 42{,}4\ \%\ \text{N}$$

b) **Verdadero**. NH_4NO_2

$$\frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol NH}_4\text{NO}_2}\cdot\frac{14{,}0\ \text{g N}}{1\ \text{mol N}}\cdot\frac{1\ \text{mol NH}_4\text{NO}_2}{64{,}1\ \text{g NH}_4\text{NO}_2}\cdot 100 = 43{,}7\ \%\ \text{N}$$

c) Falso. N_2O_3

$$\frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol N}_2\text{O}_3}\cdot\frac{14{,}0\ \text{g N}}{1\ \text{mol N}}\cdot\frac{1\ \text{mol N}_2\text{O}_3}{76{,}0\ \text{g N}_2\text{O}_3}\cdot 100 = 36{,}8\ \%\ \text{N}$$

d) Falso. $NH_4NH_2CO_2$

$$\frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol NH}_4\text{NH}_2\text{CO}_2}\cdot\frac{14{,}0\ \text{g N}}{1\ \text{mol N}}\cdot\frac{1\ \text{mol NH}_4\text{NH}_2\text{CO}_2}{78{,}1\ \text{g NH}_4\text{NH}_2\text{CO}_2}\cdot 100 = 35{,}9\ \%\ \text{N}$$

La sustancia más rica en nitrógeno es NH_4NO_2.

La respuesta correcta es la **b**.

1.175. Dónde hay más átomos de hidrógeno:
a) En 84 g de amoniaco.
b) En 90 L de amoniaco medido en condiciones normales.
c) En 84 g de sulfuro de hidrógeno.
d) En 90 L de sulfuro de hidrógeno medido en condiciones normales.

(O.Q.L. Madrid 2012)

a) **Verdadero**.

$$84\ \text{g NH}_3\cdot\frac{1\ \text{mol NH}_3}{17{,}0\ \text{g NH}_3}\cdot\frac{3\ \text{mol H}}{1\ \text{mol NH}_3}\cdot\frac{N_A\ \text{átomos H}}{1\ \text{mol H}} = 15\ N_A\ \text{átomos H}$$

b) Falso.

$$90\ \text{L NH}_3\cdot\frac{1\ \text{mol NH}_3}{22{,}4\ \text{L NH}_3}\cdot\frac{3\ \text{mol H}}{1\ \text{mol NH}_3}\cdot\frac{N_A\ \text{átomos H}}{1\ \text{mol H}} = 12\ N_A\ \text{átomos H}$$

c) Falso.

$$84\ \text{g H}_2\text{S}\cdot\frac{1\ \text{mol H}_2\text{S}}{34{,}1\ \text{g H}_2\text{S}}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{S}}\cdot\frac{N_A\ \text{átomos H}}{1\ \text{mol H}} = 4{,}9\ N_A\ \text{átomos H}$$

d) Falso.

$$90\ \text{L H}_2\text{S}\cdot\frac{1\ \text{mol H}_2\text{S}}{22{,}4\ \text{L H}_2\text{S}}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{S}}\cdot\frac{N_A\ \text{átomos H}}{1\ \text{mol H}} = 8{,}0\ N_A\ \text{átomos H}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.176. Un elemento Z reacciona con oxígeno para producir ZO_2. Identifique cuál es el elemento Z, si una muestra de 16,5 g del mismo reacciona con un exceso de oxígeno para formar 26,1 g de ZO_2.
a) Manganeso
b) Níquel
c) Azufre
d) Titanio

(O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. País Vasco 2013)

Relacionando el óxido con el elemento Z:

$$26{,}1\ \text{g ZO}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol ZO}_2}{(M + 2 \cdot 16{,}0)\ \text{g ZO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol Z}}{1\ \text{mol ZO}_2} \cdot \frac{M\ \text{g Z}}{1\ \text{mol Z}} = 16{,}5\ \text{g Z} \quad \rightarrow \quad M = 55{,}0\ \text{g}$$

Conocidas las masas molares de los elementos propuestos:

Elemento	Manganeso	Níquel	Azufre	Titanio
M / g mol^{-1}	54,94	58,69	32,06	47,88

La respuesta correcta es la **a**.

1.177. La sal de plata de un ácido orgánico monocarboxílico contiene un 64,63 % de plata. Sabiendo que la masa atómica de la plata es 107,8; la masa molecular del ácido es:
a) 166,8
b) 60
c) 59
d) 165,8
e) 167

(O.Q.L. Valencia 2012)

La cantidad de plata en la sal permite calcular su masa molar y a partir de esta la del ácido monocarboxílico:

$$\frac{100\ \text{g AgX}}{64{,}63\ \text{g Ag}} \cdot \frac{107{,}9\ \text{g Ag}}{1\ \text{mol Ag}} \cdot \frac{1\ \text{mol Ag}}{1\ \text{mol AgX}} = 166{,}9 \frac{\text{g}}{\text{mol AgX}}$$

Como cada mol de plata reemplaza a un mol de hidrógeno del ácido, la masa molar de este es:

$$M = 166{,}9 \frac{\text{g}}{\text{mol AgX}} - 1\ \text{mol Ag} \cdot \frac{107{,}9\ \text{g Ag}}{1\ \text{mol Ag}} + 1\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} = 60\ \text{g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.178. Una muestra de 10,00 g de un compuesto que contiene C, H y O se quema completamente produciendo 14,67 g de dióxido de carbono y 6,000 g de agua. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?
a) CHO
b) CH_2O
c) C_2H_2O
d) C_2H_4O
e) $C_2H_4O_3$

(O.Q.L. Galicia 2012) (O.Q.L. País Vasco 2014)

El número de moles de átomos de cada elemento en la muestra de compuesto X es:

$$14{,}67\ \text{g CO}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} = 0{,}333\ \text{mol C}$$

$$6{,}000 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} = 0{,}667 \text{ mol H}$$

El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$10{,}00 \text{ g X} - 0{,}333 \text{ mol C} \cdot \frac{12{,}0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} - 0{,}667 \text{ mol H} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 5{,}34 \text{ g O}$$

$$5{,}34 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} = 0{,}333 \text{ mol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l}\dfrac{0{,}333 \text{ mol C}}{0{,}333 \text{ mol O}} = \dfrac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol O}} \\[2ex] \dfrac{0{,}667 \text{ mol H}}{0{,}333 \text{ mol O}} = 2\,\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}}\end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } CH_2O$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.179. La combustión de 6 g de un determinado alcohol produjo 13,2 g de CO_2. ¿De qué alcohol se trata?
a) Propanol
b) 1-Metilpentanol
c) Etanol
d) 3-Metilpentanol
e) Butanol

(O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Sevilla 2017)

Como se trata de alcoholes saturados cuya fórmula general es $C_nH_{2n+2}O$, y teniendo en cuenta que en la combustión todo el carbono del hidrocarburo se transforma en CO_2:

$$\frac{13{,}2 \text{ g } CO_2}{6 \text{ g alcohol}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} = 0{,}05\,\frac{\text{mol C}}{\text{g alcohol}}$$

Los metilpentanoles son isómeros y se pueden considerar como el mismo alcohol. Sabiendo que las masas molares de los alcoholes propuestos son:

Alcohol	Propanol	Metilpentanol	Etanol
Fórmula	C_3H_8O	$C_6H_{14}O$	C_2H_6O
M / g·mol^{-1}	60,0	102,0	46,0

El único alcohol que cumple la relación de números enteros sencillos es el propanol, C_3H_8O.

$$\frac{0{,}05 \text{ mol C}}{\text{g alcohol}} \cdot \frac{60{,}0 \text{ g alcohol}}{1 \text{ mol alcohol}} = 3\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol alcohol}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.180. Un mol de átomos de cualquier elemento está definido como aquella cantidad de sustancia que contiene el mismo número de átomos que:
a) Átomos de O que existen en 16 g de O-16 puro.
b) Átomos de N que existen en 14 g de N-14 puro.
c) Átomos que existen en 12 g de C-12 puro.
d) Átomos que existen en 1 g de H-1 puro.

(O.Q.L. País Vasco 2012) (O.Q.L. Murcia 2013)

En 1971, se propone el mol como la unidad de cantidad de sustancia y se define como:

> "la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kilogramos de carbono 12"

Cuando se emplea el mol, para las entidades elementales, se debe haber especificado el tipo de partículas, que pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas.

La respuesta correcta es la **c**.

1.181. Una sustancia está formada por el elemento X e hidrógeno. Un análisis determina que el compuesto contiene un 80,0 % en masa de X y que cada molécula contiene el triple de átomos de hidrógeno que de X. ¿Cuál es el elemento X?
a) He
b) C
c) F
d) S
e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.N. Alicante 2013)

Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto y teniendo en cuenta la estequiometría del mismo se puede obtener la masa molar del elemento X:

$$\frac{1 \text{ mol X}}{3 \text{ mol H}} \cdot \frac{M \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1{,}0 \text{ g H}} = \frac{80{,}0 \text{ g X}}{20{,}0 \text{ g H}} \quad \rightarrow \quad M = 12{,}0 \text{ g mol}^{-1}$$

De acuerdo con el valor de la masa molar obtenida se trata del carbono (C).

La respuesta correcta es la **b**.

1.182. El hierro es biológicamente importante en el transporte de oxígeno por parte de los glóbulos rojos desde los pulmones a los diferentes órganos del cuerpo. En la sangre de un adulto hay alrededor de $2{,}60 \cdot 10^{13}$ glóbulos rojos con un total de 2,90 g de hierro. Por término medio, ¿cuántos átomos de hierro hay en cada glóbulo rojo?
a) $8{,}33 \cdot 10^{10}$
b) $1{,}20 \cdot 10^{9}$
c) $3{,}12 \cdot 10^{22}$
d) $2{,}60 \cdot 10^{13}$
e) $5{,}19 \cdot 10^{-2}$

(O.Q.N. Alicante 2013)

Relacionando Fe con glóbulos:

$$\frac{2{,}90 \text{ g Fe}}{2{,}60 \cdot 10^{13} \text{ glóbulos}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55{,}8 \text{ g Fe}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 1{,}20 \cdot 10^{9} \frac{\text{átomos Fe}}{\text{glóbulo}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.183. La combustión completa de 0,0225 mol de un hidrocarburo gaseoso produce 2,016 L de CO_2, medidos en condiciones normales de presión y temperatura. ¿Cuántos átomos de carbono contiene la molécula de hidrocarburo?
a) 2
b) 6
c) 4
d) 8

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Teniendo en cuenta que en la combustión todo el carbono del hidrocarburo se transforma en CO_2:

$$\frac{2{,}016 \text{ L } CO_2}{0{,}0225 \text{ mol hidrocarburo}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{22{,}4 \text{ L } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} = 4 \frac{\text{mol C}}{\text{mol hidrocarburo}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2006).

1.184. Se queman completamente 2,175 g de un aminoácido que contiene C, H, O y N, produciendo 3,94 g de CO_2 y 1,89 g de H_2O. En otra reacción, 1,873 g de dicho aminoácido producen 0,436 g de NH_3. Sabiendo que la masa molar del aminoácido es 150, ¿cuál es su fórmula molecular?
a) $C_6H_{14}N_2O_2$
b) $C_6H_{12}N_2O_2$
c) $C_6H_{14}N_4O_2$
d) $C_8H_{12}N_2O_2$

(O.Q.L. Galicia 2013)

Relacionando las cantidades de compuestos formados con la del aminoácido se puede obtener la fórmula de este:

- El C contenido en el aminoácido X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{3{,}94 \text{ g } CO_2}{2{,}175 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44{,}0 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{150 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} \approx 6 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{1{,}89 \text{ g } H_2O}{2{,}175 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{150 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} \approx 14 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- El N contenido en el compuesto X se determina en forma de NH_3:

$$\frac{0{,}436 \text{ g } NH_3}{1{,}873 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17{,}0 \text{ g } NH_3} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{150 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} \approx 2 \frac{\text{mol N}}{\text{mol X}}$$

- El O contenido en el aminoácido X se determina por diferencia:

$$\frac{150 \text{ g X} - \left[6 \text{ mol C} \cdot \frac{12{,}0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right] - \left[14 \text{ mol H} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right] - \left[2 \text{ mol N} \cdot \frac{14{,}0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}}\right]}{1 \text{ mol X}} = 36{,}0 \text{ g O}$$

$$36{,}0 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} \approx 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular del aminoácido es $C_6H_{14}N_2O_2$.

La respuesta correcta es la **a**.

1.185. Un metal M forma un óxido de fórmula MO. Si se sabe que el porcentaje del metal en el óxido es del 60 % (en peso) y la masa del oxígeno 16, ¿cuál es la masa atómica del metal?
a) 14
b) 24
c) 23
d) 40
e) 100

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

A partir de la estequiometría del MO se puede obtener la masa atómica del elemento M:

$$100 \text{ g MO} \cdot \frac{1 \text{ mol MO}}{(x + 16{,}0) \text{ g MO}} \cdot \frac{1 \text{ mol M}}{1 \text{ mol MO}} \cdot \frac{x \text{ g M}}{1 \text{ mol M}} = 60 \text{ g M} \quad \rightarrow \quad x = 24 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.186. Se dispone de una muestra de 100 g de $CaCO_3$ y otra muestra de 100 g de $Ca(OH)_2$. ¿En cuál de estas cantidades hay mayor número de moles y en cuál mayor número de átomos?
a) Hay más moles y más átomos en la de $CaCO_3$.
b) Hay más moles y más átomos en la de $Ca(OH)_2$.
c) Hay más moles en la de $CaCO_3$ pero más átomos en la de $Ca(OH)_2$.
d) Hay más moles en la de $Ca(OH)_2$ pero más átomos en la de $CaCO_3$.
e) Hay el mismo número de moles en ambas, pero más átomos en la de $CaCO_3$.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

▪ El número de moles de sustancia de ambas muestras es:

$$100 \text{ g } CaCO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{100{,}1 \text{ g } CaCO_3} = 1{,}00 \text{ mol } CaCO_3$$

$$100 \text{ g } Ca(OH)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Ca(OH)_2}{74{,}1 \text{ g } Ca(OH)_2} = 1{,}35 \text{ mol } Ca(OH)_2$$

▪ El número de átomos de ambas muestras es:

$$1{,}00 \text{ mol } CaCO_3 \cdot \frac{5 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol } CaCO_3} \cdot \frac{N_A \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 5{,}00\ N_A \text{ átomos}$$

$$1{,}35 \text{ mol } Ca(OH)_2 \cdot \frac{5 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol } Ca(OH)_2} \cdot \frac{N_A \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 6{,}75\ N_A \text{ átomos}$$

Contiene más moles y más átomos la muestra de $Ca(OH)_2$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.187. El número de átomos de cloro presentes en 1,50 mol de cloruro de calcio es:
a) $1{,}81 \cdot 10^{24}$
b) $9{,}03 \cdot 10^{23}$
c) $6{,}02 \cdot 10^{23}$
d) $1{,}21 \cdot 10^{23}$

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

El número de átomos de Cl presentes en una muestra de 1,50 mol de $CaCl_2$ es:

$$1{,}50 \text{ mol } CaCl_2 \cdot \frac{2 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol } CaCl_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 1{,}81 \cdot 10^{24} \text{ átomos Cl}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.188. Si reaccionan 2,00 g de magnesio en una atmósfera de nitrógeno se obtienen 2,77 g de un compuesto cuya fórmula empírica es:
a) NMg
b) $Mg_{1,5}N$
c) Mg_3N_2
d) N_3Mg_3

(O.Q.L. Asturias 2013)

La masa de nitrógeno contenida en la muestra es:

$$2{,}77 \text{ g compuesto} - 2{,}00 \text{ g Mg} = 0{,}77 \text{ g nitrógeno}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica:

$$\frac{2{,}00 \text{ g Mg}}{0{,}77 \text{ g N}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24{,}3 \text{ g Mg}} \cdot \frac{14{,}0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} = \frac{3 \text{ mol Mg}}{2 \text{ mol N}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } Mg_3N_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.189. La composición en porcentaje del poderoso explosivo hexanitroestilbeno (HNS) es la siguiente: 37,35 % C, 1,34 % H, 18,66 % N y 42,65 % O. La masa molar del HNS es 450,22. ¿Cuál es su fórmula molecular?
a) $C_{13}H_4N_7O_{12}$
b) $C_{14}H_6N_6O_{12}$
c) $C_{15}H_{10}N_6O_{11}$
d) $C_{16}H_{12}N_5O_{11}$

(O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.N. Alcalá 2016)

Tomando una base de cálculo de 100 g de HNS, se relacionan las cantidades de cada uno de los elementos con la masa molar de la sustancia problema (HNS) y se puede obtener su fórmula empírica:

$$\left.\begin{array}{l}
\dfrac{37{,}35 \text{ g C}}{100 \text{ g HNS}} \cdot \dfrac{1 \text{ mol C}}{12{,}0 \text{ g C}} \cdot \dfrac{450{,}22 \text{ g HNS}}{1 \text{ mol HNS}} = 14 \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol HNS}} \\[2ex]
\dfrac{1{,}34 \text{ g H}}{100 \text{ g HNS}} \cdot \dfrac{1 \text{ mol H}}{1{,}0 \text{ g H}} \cdot \dfrac{450{,}22 \text{ g HNS}}{1 \text{ mol HNS}} = 6 \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol HNS}} \\[2ex]
\dfrac{18{,}66 \text{ g N}}{100 \text{ g HNS}} \cdot \dfrac{1 \text{ mol N}}{14{,}0 \text{ g N}} \cdot \dfrac{450{,}22 \text{ g HNS}}{1 \text{ mol HNS}} = 6 \dfrac{\text{mol N}}{\text{mol HNS}} \\[2ex]
\dfrac{42{,}65 \text{ g O}}{100 \text{ g HNS}} \cdot \dfrac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} \cdot \dfrac{450{,}22 \text{ g HNS}}{1 \text{ mol HNS}} = 12 \dfrac{\text{mol O}}{\text{mol HNS}}
\end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{Fórmula molecular: } C_{14}H_6N_6O_{12}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.190. El α-tocoferol o vitamina E es una vitamina liposoluble que actúa como antioxidante a nivel de síntesis del grupo hemo, parte esencial de la hemoglobina de los glóbulos rojos. La falta de esa vitamina puede provocar anemia. La vitamina E tiene 11,62 % en masa de hidrógeno. Si un mol de vitamina E contiene $3{,}010 \cdot 10^{25}$ átomos de hidrógeno. ¿Cuál es la masa molar de la vitamina E?
a) 43,1
b) 124
c) 430
d) 568

(O.Q.L. Asturias 2013)

Relacionando hidrógeno con vitamina E:

$$\frac{3{,}010 \cdot 10^{25} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol vit E}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{100 \text{ g vit E}}{11{,}62 \text{ g H}} = 430{,}1 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.191. Si en un recipiente hay cantidades equimoleculares de hidrógeno y oxígeno gaseosos y su masa total es de 340 g, los moles de oxígeno gaseoso dentro del recipiente son:
a) 10
b) 5
c) 8
d) 2
e) 1

(O.Q.L. Cantabria 2013)

Considerando que el número de moles de oxígeno y de hidrógeno de la mezcla es x se puede escribir la siguiente ecuación:

$$x \text{ mol } O_2 \cdot \frac{32{,}0 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} + x \text{ mol } H_2 \cdot \frac{2{,}0 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 340 \text{ g mezcla} \quad \rightarrow \quad x = 10 \text{ mol } O_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.192. ¿Cuántas moléculas agua caben en 1,00 cm^3 de agua?
a) $3{,}35 \cdot 10^{22}$
b) $6{,}02 \cdot 10^{23}$
c) $6{,}69 \cdot 10^{22}$
d) Se necesita más información.

(O.Q.L. Baleares 2014)

Suponiendo que la densidad del agua es 1,00 g cm^{-3}, el número de moléculas de la muestra es:

$$1{,}00 \text{ cm}^3 \text{ } H_2O \cdot \frac{1{,}00 \text{ g } H_2O}{1 \text{ cm}^3 \text{ } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 3{,}35 \cdot 10^{22} \text{ moléculas } H_2O$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.193. Si se tienen 64,0 g de oxígeno, de masa atómica relativa 16,0; se dispone de un total de:
a) 4 átomos de oxígeno
b) $1{,}20 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno
c) $2{,}41 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno
d) $2{,}30 \cdot 10^{18}$ átomos de oxígeno
e) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

El número de átomos que integran la muestra es:

$$64{,}0 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32{,}0 \text{ g } O_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ moléculas } O_2} = 2{,}41 \cdot 10^{24} \text{ átomos O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997).

1.194. Una sustancia A_2B tiene la composición en masa 60 % de A y 40 % de B. ¿Cuál es la composición de la sustancia AB_2?
a) 40 % A, 60 % B
b) 50 % A, 50 % B
c) 27 % A, 73 % B
d) 33 % A, 67 % B
e) 10 % A, 90 % B

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

A partir de la estequiometría y composición de la sustancia A_2B se puede obtener la relación entre las masas molares de los elementos A y B:

$$\left.\begin{array}{l}\dfrac{2\text{ mol A}\cdot\dfrac{M_A\text{ g}}{1\text{ mol A}}}{2\text{ mol A}\cdot\dfrac{M_A\text{ g}}{1\text{ mol A}}+1\text{ mol B}\cdot\dfrac{M_B\text{ g}}{1\text{ mol B}}}\cdot 100=60\text{ \% A}\\[2em] \dfrac{1\text{ mol B}\cdot\dfrac{M_B\text{ g}}{1\text{ mol B}}}{2\text{ mol A}\cdot\dfrac{M_A\text{ g}}{1\text{ mol A}}+1\text{ mol B}\cdot\dfrac{M_B\text{ g}}{1\text{ mol B}}}\cdot 100=40\text{ \% B}\end{array}\right\}\rightarrow\quad M_B=\frac{4}{3}M_A$$

A partir de la relación obtenida y de la estequiometría de la sustancia AB_2 se puede obtener su composición centesimal:

$$\frac{2\text{ mol B}\cdot\dfrac{\frac{4}{3}M_A}{1\text{ mol B}}}{1\text{ mol A}\cdot\dfrac{M_A\text{ g}}{1\text{ mol A}}+2\text{ mol B}\cdot\dfrac{\frac{4}{3}M_A}{1\text{ mol B}}}\cdot 100=27\text{ \% A}\quad\rightarrow\quad 73\text{ \% B}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.195. La combustión completa de 1,6 g de un hidrocarburo saturado de cadena abierta produce 3,6 g de agua, se puede asegurar que se trata de:
a) Metano
b) Etano
c) Propano
d) Butano

(O.Q.L. Murcia 2014)

Teniendo en cuenta que en la combustión todo el hidrógeno del hidrocarburo se transforma en H_2O:

$$3{,}6\text{ g }H_2O\cdot\frac{1\text{ mol }H_2O}{18{,}0\text{ g }H_2O}\cdot\frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol }H_2O}\cdot\frac{1{,}0\text{ g H}}{1\text{ mol H}}=0{,}40\text{ g H}$$

La masa de C contenida en el hidrocarburo es:

$$1{,}6\text{ g hidrocarburo}-0{,}40\text{ g H}=1{,}2\text{ g C}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica:

$$\frac{0{,}40\text{ g H}}{1{,}2\text{ g C}}\cdot\frac{1\text{ mol H}}{1{,}0\text{ g H}}\cdot\frac{12{,}0\text{ g C}}{1\text{ mol C}}=4\frac{\text{mol H}}{\text{mol C}}\quad\rightarrow\quad\text{Fórmula empírica: }CH_4\text{ (metano)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.196. ¿Cuál de las siguientes sustancias contiene más moles en 1 g?
a) Cr
b) Cl_2
c) Au
d) NH_3

(O.Q.L. Murcia 2014)

Contiene más moles de sustancia en 1 g de muestra aquella sustancia que tenga la menor masa molar:

Sustancia	Cr	Cl_2	Au	NH_3
M / g mol^{-1}	52,0	71,0	197,0	17,0

La respuesta correcta es la **d**.

1.197. El número de átomos contenidos en 12,0 g de $Al_2(SO_4)_3 \cdot 12H_2O$ (M = 558 g mol^{-1}) es:
a) $6{,}86 \cdot 10^{23}$
b) $1{,}81 \cdot 10^{23}$
c) $1{,}30 \cdot 10^{22}$
d) $6{,}47 \cdot 10^{22}$

(O.Q.L. Valencia 2014)

El número de átomos contenidos en la muestra es:

$$12{,}0 \text{ g } Al_2(SO_4)_3 \cdot 12H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3 \cdot 12H_2O}{558{,}0 \text{ g } Al_2(SO_4)_3 \cdot 12H_2O} = 0{,}0215 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3 \cdot 12H_2O$$

$$0{,}0215 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3 \cdot 12H_2O \cdot \frac{53 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3 \cdot 12H_2O} = 1{,}14 \text{ mol átomos}$$

$$1{,}14 \text{ mol átomos} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 6{,}86 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.198. ¿Cuál de las siguientes cantidades de sustancia contiene el mayor número de moléculas?
a) 1 g de H_2O
b) 1 g de N_2
c) 1 g de F_2
d) 1 g de NH_3

(O.Q.L. Valencia 2014)

Contiene más moléculas aquella cantidad de sustancia que tenga mayor número de moles, y como de todas las sustancias existe la misma masa, el mayor número de moles corresponde a la sustancia con menor masa molar:

Sustancia	H_2O	N_2	F_2	NH_3
M / g mol^{-1}	18,0	28,0	38,0	17,0

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

1.199. Un cierto compuesto está formado por un 22,5 % en masa de un elemento A y el resto de B. Calcule los gramos de dicho compuesto que se formarán cuando 4,5 g de A se mezclen con 8,3 g de B suponiendo que la reacción es completa.
a) 12,8 g
b) 10,7 g
c) 17,2 g
d) 7,5 g

(O.Q.L. Valencia 2014)

El reactivo limitante que determina la cantidad producto formado es el elemento B, ya que es el que se encuentra en mayor proporción (77,5 %) dentro del compuesto.

La cantidad de A que se consume con la cantidad de B dada es:

$$\frac{8{,}3 \text{ g B}}{(x \text{ g A} + 8{,}3 \text{ g B})} \cdot 100 = 77{,}5\% \text{ B} \qquad \rightarrow \qquad x = 2{,}4 \text{ g A}$$

De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier, la masa de compuesto formado es:

$$2{,}4 \text{ g A} + 8{,}3 \text{ g B} = 10{,}7 \text{ g compuesto}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.200. ¿Cuánto pesaría medio mol de manzanas si cada manzana pesa 0,150 kg?
a) $4{,}52 \cdot 10^{22}$ kg
b) $4{,}52 \cdot 10^{19}$ kg
c) $2{,}01 \cdot 10^{23}$ kg
d) $2{,}01 \cdot 10^{21}$ kg

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

El concepto de mol solo es aplicable al mundo atómico, para el mundo macroscópico se obtiene un valor muy elevado tal como se demuestra:

$$0{,}500 \text{ mol} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ partículas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{0{,}150 \text{ kg}}{\text{partícula}} = 4{,}52 \cdot 10^{22} \text{ kg}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1998 y otras).

1.201. La masa de cobre que puede extraerse de $3{,}71 \cdot 10^{3}$ kg de un mineral de este elemento cuya fórmula $CuFeS_2$ es:
a) 1 285 kg
b) 1,28 g
c) $12{,}8 \cdot 10^{3}$ kg
d) 128 kg

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

Relacionando el mineral con el elemento:

$$3{,}71 \cdot 10^{3} \text{ kg } CuFeS_2 \cdot \frac{10^{3} \text{ g } CuFeS_2}{1 \text{ kg } CuFeS_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } CuFeS_2}{183{,}5 \text{ g } CuFeS_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol } CuFeS_2} = 2{,}02 \cdot 10^{4} \text{ mol Cu}$$

$$2{,}02 \cdot 10^{4} \text{ mol Cu} \cdot \frac{63{,}5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ kg Cu}}{10^{3} \text{ g Cu}} = 1{,}28 \cdot 10^{3} \text{ kg Cu}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.202. Respecto a los compuestos benceno, C_6H_6, y acetileno, C_2H_2:
1) Los dos tienen la misma fórmula empírica.
2) Los dos tienen la misma fórmula molecular.
3) Los dos tienen la misma composición centesimal.
4) En estado gaseoso, a la misma presión y temperatura, 2 dm^3 de los dos gases tienen el mismo número de moléculas.

a) 1 y 2
b) 2 y 3
c) 1, 3 y 4
d) Todas

(O.Q.L. Asturias 2014)

1-3) **Verdadero**. Los compuestos C_2H_2 y C_6H_6 tienen la misma composición centesimal y, por lo tanto, la misma fórmula empírica, $(CH)_n$.

La composición centesimal del acetileno es:

$$\frac{2\ \text{mol C}}{1\ \text{mol } C_2H_2}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\cdot\frac{1\ \text{mol } C_2H_2}{26{,}0\ \text{g } C_2H_2}\cdot 100 = 92{,}2\ \%\ \text{C} \quad\rightarrow\quad 7{,}8\ \%\ \text{H}$$

La composición centesimal del benceno es:

$$\frac{6\ \text{mol C}}{1\ \text{mol } C_6H_6}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\cdot\frac{1\ \text{mol } C_6H_6}{78{,}0\ \text{g } C_6H_6}\cdot 100 = 92{,}2\ \%\ \text{C} \quad\rightarrow\quad 7{,}8\ \%\ \text{H}$$

2) Falso. Los compuestos C_2H_2 y C_6H_6 tienen distinta fórmula molecular y la misma fórmula empírica, $(CH)_n$, se diferencian en el valor de n, que es 1 para el acetileno y 6 para el benceno.

4) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de Avogadro (1811):

> "volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas".

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2000).

1.203. La amoxicilina es un agente antibacteriano que contiene un 8,76 % en masa de azufre. ¿Cuál de ser las siguientes cantidades, en g mol^{-1}, es aceptable como masa molar de la amoxicilina?
a) 365
b) 266
c) 212
d) 395
e) 596

(O.Q.L. Madrid 2014)

Suponiendo que la amoxicilina (Amox) contiene 1 mol de S por mol de sustancia, se puede plantear que:

$$\frac{1\ \text{mol S}}{\text{mol Amox}}\cdot\frac{32{,}1\ \text{g S}}{1\ \text{mol S}}\cdot\frac{1\ \text{mol Amox}}{M\ \text{g Amox}} = \frac{8{,}76\ \text{g S}}{100\ \text{g Amox}} \quad\rightarrow\quad M = 366\ \text{g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.204. Se calientan de 1,3 g de cromo de elevada pureza en una corriente de oxígeno hasta su transformación en 1,9 g de un óxido de color verde oscuro. La fórmula de dicho óxido es:
a) CrO_2
b) CrO_3
c) CrO
d) Cr_2O_3

(O.Q.L. La Rioja 2014)

Relacionando las cantidades dadas se obtiene la fórmula empírica del óxido:

$$\frac{(1{,}9 - 1{,}3)\ \text{g O}}{1{,}3\ \text{g Cr}}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}\cdot\frac{52{,}0\ \text{g Cr}}{1\ \text{mol Cr}} = \frac{3\ \text{mol O}}{2\ \text{mol Cr}} \quad\rightarrow\quad \text{Fórmula empírica: } Cr_2O_3$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.205. El análisis de un compuesto que solo contiene Mg, P y O proporciona los valores 21,8 % Mg, 27,7 % P y 50,3 % O. ¿Cuál es su fórmula empírica?
a) $MgPO_2$
b) $MgPO_3$
c) $Mg_2P_2O_7$
d) $Mg_3P_2O_8$

(O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. La Rioja 2015)

Tomando como base de cálculo 100 g de compuesto y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla de un compuesto:

$$\left.\begin{array}{r} 21{,}8\text{ g Mg}\cdot\dfrac{1\text{ mol Mg}}{24{,}3\text{ g Mg}} = 0{,}897\text{ mol Mg} \\[2ex] 27{,}7\text{ g P}\cdot\dfrac{1\text{ mol P}}{31{,}0\text{ g P}} = 0{,}894\text{ mol P} \\[2ex] 50{,}3\text{ g O}\cdot\dfrac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}} = 3{,}14\text{ mol O} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{0{,}897\text{ mol Mg}}{0{,}894\text{ mol P}} = \dfrac{2\text{ mol Mg}}{2\text{ mol P}} \\[2ex] \dfrac{3{,}14\text{ mol O}}{0{,}894\text{ mol P}} = \dfrac{7\text{ mol O}}{2\text{ mol P}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{F. empírica: } Mg_2P_2O_7$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.206. La fórmula empírica de un compuesto que tiene la siguiente composición porcentual en masa K = 24,75 %, Mn = 34,77 %, O = 40,51 % es:
a) $KMnO_4$
b) K_2MnO_4
c) K_3MnO_4
d) $K_2O\cdot MnO_2$

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

Tomando como base de cálculo 100 g de compuesto y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla de un compuesto:

$$\left.\begin{array}{r} 24{,}75\text{ g K}\cdot\dfrac{1\text{ mol K}}{39{,}1\text{ g K}} = 0{,}633\text{ mol K} \\[2ex] 34{,}77\text{ g Mn}\cdot\dfrac{1\text{ mol Mn}}{54{,}9\text{ g Mn}} = 0{,}633\text{ mol Mn} \\[2ex] 40{,}51\text{ g O}\cdot\dfrac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}} = 2{,}53\text{ mol O} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{0{,}633\text{ mol Mn}}{0{,}633\text{ mol K}} = 1\dfrac{\text{mol Mn}}{\text{mol K}} \\[2ex] \dfrac{2{,}53\text{ mol O}}{0{,}633\text{ mol K}} = 4\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol K}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{F. empírica: } KMnO_4$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.207. La composición centesimal en masa de H, P y O en un compuesto de fórmula H_3PO_4 es:
a) 4,59 %; 46,92 %; 48,48 %
b) 3,69 %; 37,77 %; 58,54 %
c) 3,09 %; 31,60 %; 65,31 %
d) 2,49 %; 38,24 %; 59,27 %

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

Considerando un mol de H_3PO_4 la composición centesimal es:

$$\frac{3\text{ mol H}}{1\text{ mol }H_3PO_4}\cdot\frac{1{,}0\text{ g H}}{1\text{ mol H}}\cdot\frac{1\text{ mol }H_3PO_4}{98{,}0\text{ mol }H_3PO_4}\cdot 100 = 3{,}06\text{ \% H}$$

$$\frac{1\text{ mol P}}{1\text{ mol }H_3PO_4}\cdot\frac{31{,}0\text{ g P}}{1\text{ mol P}}\cdot\frac{1\text{ mol }H_3PO_4}{98{,}0\text{ mol }H_3PO_4}\cdot 100 = 31{,}6\text{ \% P}$$

$$\frac{4\text{ mol O}}{1\text{ mol }H_3PO_4}\cdot\frac{16{,}0\text{ g O}}{1\text{ mol O}}\cdot\frac{1\text{ mol }H_3PO_4}{98{,}0\text{ mol }H_3PO_4}\cdot 100 = 65{,}3\text{ \% O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.208. El sulfato de cobre hidratado es de color azul. Cuando se calienta y pierde su agua de hidratación se vuelve blanco. Con cuántas moléculas de agua se encuentra hidratada esta sal si al calentar en un crisol 0,3428 g del sólido azul, se encuentra que la masa final de sólido blanco en el crisol es 0,2192 g.
a) 2 moléculas de agua ($CuSO_4{\cdot}2H_2O$)
b) 3 moléculas de agua ($CuSO_4{\cdot}3H_2O$)
c) 4 moléculas de agua ($CuSO_4{\cdot}4H_2O$)
d) 5 moléculas de agua ($CuSO_4{\cdot}5H_2O$)

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

La relación molar entre H_2O y $CuSO_4$ es:

$$\frac{(0,3428-0,2192)\text{ g }H_2O}{0,2192\text{ g }CuSO_4}\cdot\frac{1\text{ mol }H_2O}{18,0\text{ g }H_2O}\cdot\frac{159,5\text{ g }CuSO_4}{1\text{ mol }CuSO_4}=5\frac{\text{mol }H_2O}{\text{mol }CuSO_4}\;\rightarrow\;\text{fórmula: }CuSO_4\cdot 5H_2O$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007).

1.209. La fórmula empírica de un ácido orgánico es:
a) $C_{3,407}H_{4,54}O_{3,406}$
b) $C_{6,818}H_{9,08}O_{6,812}$
c) $C_1H_{1,33}O_1$
d) $C_3H_4O_3$

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

De acuerdo con la teoría atómico-molecular de Dalton (1808), el átomo es la unidad de combinación química, por tanto, en las moléculas y unidades fórmula de las sustancias solo puede haber números enteros.

La respuesta correcta es la **d**.

1.210. Un volumen de 10 mL de un hidrocarburo gaseoso de fórmula C_xH_y reacciona con 35 mL de dioxígeno, obteniéndose 50 mL de una mezcla de dióxido de carbono y agua, ambos gaseosos. Si todos los volúmenes de los gases se miden en las mismas condiciones de p y T, la fórmula del hidrocarburo es:
a) CH_4
b) C_2H_6
c) C_3H_8
d) C_4H_{10}

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del hidrocarburo es:

$$C_xH_y(g)+\left(x+\frac{y}{4}\right)O_2(g)\rightarrow x\,CO_2(g)+\frac{y}{2}\,H_2O(g)$$

Considerando comportamiento ideal para los gases, y de acuerdo con la ley de Avogadro, la relación volumétrica coincide con la relación molar y se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\text{ mL }CO_2+\frac{y}{2}\text{mL }H_2O=50\text{ mL mezcla}$$

El volumen de O_2 consumido por el carbono del hidrocarburo es:

$$x\text{ mL }O_2+\frac{y}{4}\text{mL }O_2=35\text{ mL }O_2$$

Se obtienen, $x=20$ mL CO_2 e $y=30$ mL H_2O.

La relación molar entre ambas sustancias permite obtener la fórmula molecular del hidrocarburo:

$$\frac{\dfrac{30\ \text{mL}\ H_2O}{10\ \text{mL}\ C_xH_y}\cdot\dfrac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}}{\dfrac{20\ \text{mL}\ CO_2}{10\ \text{mL}\ C_xH_y}\cdot\dfrac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2}}=\frac{6\ \text{mol H}}{2\ \text{mol C}}\quad\rightarrow\quad \text{Fórmula molecular: } C_2H_6$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.211. La combustión de 1,482 g de un compuesto orgánico que contiene carbono e hidrógeno produce dióxido de carbono que al ser absorbido por hidróxido de calcio produce 11,400 g de carbonato de calcio. Además se sabe que a 100 °C y 748 mmHg de presión 0,620 g del compuesto ocupan un volumen de 246,3 mL. Las fórmulas empírica y molecular del compuesto son:
a) CH C_2H_2
b) CH C_6H_6
c) CH_2 C_2H_4
d) CH_3 C_2H_6

(O.Q.L. Asturias 2015)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Considerando que este se comporta de forma ideal se puede calcular la masa molar del mismo:

$$M=\frac{0{,}620\ \text{g}\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(100+273{,}15)}{(748\ \text{mmHg})\cdot(246{,}3\ \text{mL})}\cdot\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}}\cdot\frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}}=78{,}2\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El C contenido en el compuesto X se determina en forma de $CaCO_3$.

$$\frac{11{,}400\ \text{g}\ CaCO_3}{1{,}482\ \text{g X}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{100{,}0\ \text{g}\ CaCO_3}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2}\cdot\frac{78{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=6\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{78{,}2\ \text{g X}-\left[6\ \text{mol C}\cdot\dfrac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right]\text{g H}}{1\ \text{mol X}}\cdot\frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}}=6\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular de X es C_6H_6. Simplificándola, se obtiene que la fórmula empírica es $(CH)_n$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.212. Una muestra geológica es llevada a un laboratorio para conocer su composición. Tras realizar los análisis pertinentes el contenido de la muestra resulta ser: 19,2 % de Mg, 29,6 % de Si, 50,6 % de O y 0,6 % de H. La fórmula molecular correspondiente es:
a) $Mg_2Si_5O_{10}\cdot3(OH)$
b) $Mg_6Si_8O_{20}\cdot8(OH)$
c) $Mg_4Si_{10}O_{20}\cdot6(OH)$
d) $Mg_3Si_4O_{10}\cdot2(OH)$
e) $Mg_5Si_{10}O_{20}\cdot6(OH)$

(O.Q.L. Madrid 2015)

Como la cantidad de H que se proporciona tiene una única cifra significativa para identificar la sustancia problema es mejor ver la composición centesimal de todas ellas. Considerando un mol de cada una de las sustancias dadas, por ejemplo en el caso de la sustancia a):

$$\frac{2\ \text{mol Mg}}{1\ \text{mol}\ Mg_2Si_5O_{10}\cdot3(OH)}\cdot\frac{24{,}3\ \text{g Mg}}{1\ \text{mol Mg}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ Mg_2Si_5O_{10}\cdot3(OH)}{399{,}6\ \text{mol}\ Mg_2Si_5O_{10}\cdot3(OH)}\cdot100=48{,}6\ \%\ \text{Mg}$$

$$\frac{5 \text{ mol Si}}{1 \text{ mol } Mg_2Si_5O_{10}\cdot 3(OH)} \cdot \frac{28{,}0 \text{ g Si}}{1 \text{ mol Si}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Mg_2Si_5O_{10}\cdot 3(OH)}{399{,}6 \text{ mol } Mg_2Si_5O_{10}\cdot 3(OH)} \cdot 100 = 35{,}0 \text{ \% Si}$$

$$\frac{13 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } Mg_2Si_5O_{10}\cdot 3(OH)} \cdot \frac{16{,}0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Mg_2Si_5O_{10}\cdot 3(OH)}{399{,}6 \text{ mol } Mg_2Si_5O_{10}\cdot 3(OH)} \cdot 100 = 52{,}1 \text{ \% O}$$

$$\frac{3 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } Mg_2Si_5O_{10}\cdot 3(OH)} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Mg_2Si_5O_{10}\cdot 3(OH)}{399{,}6 \text{ mol } Mg_2Si_5O_{10}\cdot 3(OH)} \cdot 100 = 0{,}8 \text{ \% H}$$

Presentando los resultados de todas las sustancias en la siguiente tabla:

Sustancia	% Mg	% Si	% O	% H
a) $Mg_2Si_5O_{10}\cdot 3(OH)$	48,6	35,0	52,1	0,8
b) $Mg_6Si_8O_{20}\cdot 8(OH)$	17,7	27,1	54,3	1,0
c) $Mg_4Si_{10}O_{20}\cdot 6(OH)$	48,6	35,0	52,1	0,8
d) $Mg_3Si_4O_{10}\cdot 2(OH)$	19,2	29,6	50,7	0,5
e) $Mg_5Si_{10}O_{20}\cdot 6(OH)$	14,8	34,0	50,5	0,5

La sustancia cuya composición centesimal se acerca más a la propuesta es la d) $Mg_3Si_4O_{10}\cdot 2(OH)$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.213. El cloruro de cobalto(II) es un compuesto de color azul que se usa de indicador de humedad ya que al captar moléculas de agua adquiere una tonalidad rosácea. Sabiendo que una molécula de este compuesto rosáceo tiene un porcentaje del 45,2 % de H_2O, indique el número de moléculas de H_2O de hidratación que presenta.
a) 2
b) 9
c) 6
d) 3
e) 5

(O.Q.L. Madrid 2015)

Tomando una base de cálculo de 100 g de sustancia hidratada la relación molar entre H_2O y $CoCl_2$ es:

$$\frac{45{,}2 \text{ g } H_2O}{(100-45{,}2) \text{ g } CoCl_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{129{,}9 \text{ g } CoCl_2}{1 \text{ mol } CoCl_2} = 6\,\frac{\text{mol } H_2O}{\text{mol } CoCl_2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.214. El alunógeno es un sulfato de alumnio hidratado, $Al_2(SO_4)_3 \cdot xH_2O$. Si una muestra cristalizada de masa igual a 48,15 g se calienta hasta eliminar todo el agua queda un residuo seco de 24,72 g. ¿Cuál será el valor de x?
a) 10
b) 16
c) 18
d) 22

(O.Q.L Galicia 2015)

La relación molar entre H_2O y $Al_2(SO_4)_3$ es:

$$\frac{(48{,}15-24{,}72) \text{ g } H_2O}{24{,}72 \text{ g } Al_2(SO_4)_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{342{,}3\ Al_2(SO_4)_3}{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3} = 18\,\frac{\text{mol } H_2O}{\text{mol } Al_2(SO_4)_3} \quad \rightarrow \quad x = 18$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2008 y Castilla y León 2010).

1.215. ¿Dónde hay más moléculas de nitrógeno?
a) 67,2 L de nitrógeno medido en condiciones normales.
b) 112 g de nitrógeno.
c) 3,4 mol de nitrógeno.
d) $1 \cdot 10^{24}$ moléculas de nitrógeno.

(O.Q.L Galicia 2015)

La muestra que esté formada por más moles de N_2 es la que contiene mayor número de moléculas

a) Falso. Considerando comportamiento ideal:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 67{,}2\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} = 3{,}00\ \text{mol N}_2$$

b) Verdadero.

$$112\ \text{g N}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol N}_2}{28{,}0\ \text{g N}_2} = 4{,}00\ \text{mol N}_2$$

d) Falso.

$$2 \cdot 10^{24}\ \text{moléculas N}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol N}_2}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas N}_2} = 3{,}3\ \text{mol N}_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998 y varias más).

1.216. Indique la propuesta falsa. En 71,2 g de oro:
a) Hay 0,361 átomos-gramo
b) Hay 0,901 átomos-gramo
c) Hay 0,361 mol
d) Hay $2{,}1 \cdot 10^{23}$ átomos
e) El peso de 71,2 g de oro es $4{,}29 \cdot 10^{25}$ u

(O.Q.L. País Vasco 2015)

a-c) Verdadero. El número de moles de átomos (átomo-gramo es obsoleto) que integran la muestra es:

$$71{,}2\ \text{g Au} \cdot \frac{1\ \text{mol Au}}{197{,}0\ \text{g Au}} = 0{,}361\ \text{mol Au}$$

b) **Falso**. Según se ha demostrado en el apartado anterior.

c) Verdadero. El número de átomos que integran la muestra es:

$$0{,}361\ \text{mol Au} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos Au}}{1\ \text{mol Au}} = 2{,}17 \cdot 10^{23}\ \text{átomos Au}$$

d) Verdadero. La masa de la muestra expresada en u es:

$$0{,}361\ \text{mol Au} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos Au}}{1\ \text{mol Au}} \cdot \frac{197{,}0\ \text{u}}{1\ \text{átomo Au}} = 4{,}28 \cdot 10^{25}\ \text{u}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.217. Se calientan 1,50 g de $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ con el fin de eliminar toda el agua de hidratación. ¿Qué masa de $H_2C_2O_4$ deshidratado se obtendría?
a) 0,34 g
b) 0,92 g
c) 1,07 g
d) 1,50 g

(O.Q.L. La Rioja 2015)

Relacionando la sustancia hidratada con la anhidra:

$$1{,}50\ \text{g}\ H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O}{126{,}0\ \text{g}\ H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2C_2O_4}{1\ \text{mol}\ H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O} = 1{,}19 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ H_2C_2O_4$$

$$1{,}19 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ H_2C_2O_4 \cdot \frac{90{,}0\ \text{g}\ H_2C_2O_4}{1\ \text{mol}\ H_2C_2O_4} = 1{,}07\ \text{g}\ H_2C_2O_4$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.218. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en en 3,4 g de $C_{12}H_{22}O_{11}$?
a) $6 \cdot 10^{23}$
b) $1{,}3 \cdot 10^{23}$
c) $3{,}8 \cdot 10^{22}$
d) $6{,}0 \cdot 10^{21}$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

El número de átomos de hidrógeno contenidos en la muestra es:

$$3{,}4\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{342{,}0\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot \frac{22\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos H}}{1\ \text{mol H}} = 1{,}3 \cdot 10^{23}\ \text{átomos H}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.219. En una manada de elefantes hay $8{,}3 \cdot 10^{-23}$ mol de elefantes. Si cada animal pesa 9,0 toneladas, ¿cuánto sumará el peso de todos los elefantes de la manda?
a) $4{,}5 \cdot 10^{5}$ kg
b) 90 t
c) 45 t
d) $4{,}5 \cdot 10^{7}$ g

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Relacionando el número de moles con la masa de cada individuo:

$$8{,}3 \cdot 10^{-23}\ \text{mol elefantes} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{elefantes}}{1\ \text{mol elefantes}} \cdot \frac{9{,}0\ \text{t}}{1\ \text{elefante}} \cdot \frac{10^{3}\ \text{kg}}{1\ \text{t}} = 4{,}5 \cdot 10^{5}\ \text{kg}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.220. Una muestra de 100 mL de gas xenón reacciona 200 mL de gas flúor para originar 100 mL de un único compuesto gaseoso. Todos los volúmenes están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura. De estos datos se deduce que la fórmula de este compuesto gaseoso debe ser:
a) XeF_2
b) Xe_2F
c) XeF_4
d) Xe_4F

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación volumétrica coincide con la relación molar y permite obtener la fórmula del compuesto:

$$\frac{100\text{ mL Xe}}{100\text{ mL compuesto}}\cdot\frac{1\text{ mmol Xe}}{V\text{ mL Xe}}\cdot\frac{V\text{ mL compuesto}}{1\text{ mmol compuesto}}=1\,\frac{\text{mmol Xe}}{\text{mmol compuesto}}$$

$$\frac{200\text{ mL F}_2}{100\text{ mL compuesto}}\cdot\frac{1\text{ mmol F}_2}{V\text{ mL F}_2}\cdot\frac{V\text{ mL compuesto}}{1\text{ mmol compuesto}}\cdot\frac{2\text{ mmol F}}{1\text{ mmol F}_2}=4\,\frac{\text{mmol F}}{\text{mmol compuesto}}$$

Relacionando ambas cantidades se obtiene la fórmula empírica del compuesto:

$$\frac{4\text{ mmol F/1 mmol compuesto}}{1\text{ mmol Xe/1 mmol compuesto}}=4\,\frac{\text{mmol F}}{\text{mmol Xe}}\quad\rightarrow\quad\text{fórmula empírica: }\text{XeF}_4$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.221. ¿Qué cantidad de átomos de cobre hay en una pieza que contiene 2,00 g de este elemento?
a) 0,0315
b) $1{,}90\cdot10^{22}$
c) $5{,}58\cdot10^{22}$ g
d) 0,124

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Relacionando la masa con el número de átomos:

$$2{,}00\text{ g Cu}\cdot\frac{1\text{ mol Cu}}{63{,}5\text{ g Cu}}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ átomos Cu}}{1\text{ mol Cu}}=1{,}90\cdot10^{22}\text{ átomos Cu}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.222. Un mol de una sustancia X reacciona con un mol de agua y produce un mol de oxígeno y dos moles de cloruro de hidrógeno:

$$\text{X}+\text{H}_2\text{O}\rightarrow\text{O}_2+2\text{ HCl}$$

a) Cl_2
b) Cl_2O
c) ClO_2
d) $HClO_2$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier, para que la ecuación química propuesta quede ajustada con los coeficientes estequiométricos dados la fórmula de la sustancia X debe ser Cl_2.

La respuesta correcta es la **a**.

1.223. ¿Cuál será la composición centesimal del sulfato de sodio?
a) % Na = 30,23; % S = 44,51; % O = 15,26.
b) % Na = 37,37; % S = 17,57; % O = 45,06.
c) % Na = 22,37; % S = 27,57; % O = 50,06.
d) % Na = 32,37; % S = 22,57; % O = 45,06.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

Considerando un mol de Na_2SO_4 la composición centesimal es:

$$\frac{2\text{ mol Na}}{1\text{ mol Na}_2\text{SO}_4}\cdot\frac{23{,}0\text{ g Na}}{1\text{ mol Na}}\cdot\frac{1\text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{142{,}1\text{ mol Na}_2\text{SO}_4}\cdot100=32{,}4\text{ \% Na}$$

$$\frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol } Na_2SO_4} \cdot \frac{32{,}1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Na_2SO_4}{142{,}1 \text{ mol } Na_2SO_4} \cdot 100 = 22{,}6\ \%\ \text{S}$$

$$\frac{4 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } Na_2SO_4} \cdot \frac{16{,}0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Na_2SO_4}{142{,}1 \text{ mol } Na_2SO_4} \cdot 100 = 45{,}0\ \%\ \text{O}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.224. ¿Cuál de las siguientes cantidades de materia contiene mayor número de moléculas?
a) Un kg de hierro.
b) Un kg de carbón vegetal (suponiendo que está compuesto exclusivamente por carbono).
c) Un kg de dinitrógeno.
d) Un kg de dioxígeno.
e) Un kg de aire (79 % de N_2 y 21 % de O_2).

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Posee más moléculas aquella cantidad de sustancia que tenga mayor número de moles, y como de todas las sustancias existe la misma masa, el mayor número de moles corresponde a la sustancia con menor masa molar:

Sustancia	Fe	C	N_2	O_2	aire
M / g mol^{-1}	55,8	12,0	28,0	32,0	29,0

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

1.225. Cuando se calienta óxido de titanio(IV) en presencia de una corriente de hidrógeno, se produce, junto con vapor de agua, un único óxido de titanio cuyo contenido en oxígeno es menor. Si se calientan 3,196 g de TiO_2, el peso de óxido obtenido se reduce en 0,320 g.
a) Los moles de titanio varían en ambos óxidos.
b) La cantidad de oxígeno permanece constante en ambos óxidos.
c) El óxido obtenido tiene de fórmula empírica TiO.
d) La masa molar del nuevo óxido es de 191,6 g mol^{-1}.
e) Se necesita un mol de hidrógeno por mol de TiO_2 para que tenga lugar la reacción.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

En la reacción propuesta el hidrógeno se comporta como reductor del titanio, por lo que la disminución que se produce en la masa de óxido inicial se corresponde con la cantidad de oxígeno que reacciona con hidrógeno para formar agua.

Las cantidades de titanio y oxígeno en el óxido inicial son:

$$3{,}196 \text{ g } TiO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } TiO_2}{79{,}9 \text{ g } TiO_2} = 0{,}0400 \text{ mol } TiO_2 \rightarrow \begin{cases} 0{,}0400 \text{ mol } TiO_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol Ti}}{1 \text{ mol } TiO_2} = 0{,}0400 \text{ mol Ti} \\ 0{,}0400 \text{ mol } TiO_2 \cdot \dfrac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } TiO_2} = 0{,}0800 \text{ mol O} \end{cases}$$

La cantidad de titanio en el óxido obtenido es la misma, mientras que la cantidad de oxígeno es:

$$\left(0{,}0800 \text{ mol O} \cdot \frac{16{,}0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} - 0{,}320 \text{ g O}\right) \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} = 0{,}0600 \text{ mol O}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula del óxido formado:

$$\frac{0{,}0600 \text{ mol O}}{0{,}0400 \text{ mol Ti}} = \frac{3 \text{ mol O}}{2 \text{ mol Ti}} \quad \rightarrow \quad \text{Fórmula empírica: } Ti_2O_3$$

Considerando que el óxido formado es Ti_2O_3 la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción del TiO_2 con hidrógeno es:

$$2\ TiO_2(s) + H_2(g) \rightarrow Ti_2O_3(s) + H_2O(g)$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.226. Solo una de las siguientes leyes ponderales corresponde correctamente con el autor que la enunció:
a) Ley de las proporciones definidas o de Lavoisier.
b) Ley de la conservación de la masa o de Richter.
c) Ley de los volúmenes de combinación o de Proust.
d) Ley de las proporciones múltiples o de Dalton.
e) Ley de las proporciones recíprocas o de Gay-Lussac.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

a) Falso. La ley de las proporciones definidas fue enunciada por J. Proust (1799).

b) Falso. La ley de la conservación de la masa fue enunciada por A.L. Lavoisier (1789).

c) Falso. La ley de los volúmenes de combinación fue enunciada por J.L. Gay-Lussac (1808).

d) Falso. La ley de las proporciones múltiples fue enunciada por J. Dalton (1808).

e) Falso. La ley de las proporciones recíprocas fue enunciada por J.B. Richter (1792).

La respuesta correcta es la **d**.

1.227. El análisis de una sustancia arrojó los siguientes datos: 1,26 g de carbono; 0,24 mol de átomos de hidrógeno y $9{,}01 \cdot 10^{21}$ átomos de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de dicha sustancia?
a) $C_7H_{16}O$
b) $C_{10}H_{16}O$
c) $C_6H_{23}O$
d) $C_{10}H_{23}O$

(O.Q.L. La Rioja 2016)

El número de moles de átomos de carbono es:

$$1{,}26\ \text{g C} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} = 0{,}105\ \text{mol C}$$

El número de moles de átomos de oxígeno es:

$$9{,}01 \cdot 10^{21}\ \text{átomos O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos O}} = 0{,}0150\ \text{mol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{0{,}105\ \text{mol C}}{0{,}0105\ \text{mol O}} = 10\ \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\[2ex] \dfrac{0{,}24\ \text{mol H}}{0{,}0105\ \text{mol O}} \approx 23\ \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{Fórmula empírica: } C_{10}H_{23}O$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2010).

1.228. Un frasco contiene un compuesto formado por vanadio y oxígeno, de modo que en dicho frasco hay 0,10 mol de átomos de vanadio y 0,25 mol de átomos de oxígeno. ¿Cuál es el porcentaje de cada uno de estos elementos en el compuesto?
a) 2,8 % V y 97,2 % O
b) 56 % V y 44 % O
c) 2,2 % O y 97,8 % V
d) 56 % O y 44 % V

(O.Q.L. La Rioja 2016)

Considerando que se refiere al porcentaje en masa:

$$\frac{0{,}10 \text{ mol V} \cdot \dfrac{50{,}9 \text{ g V}}{1 \text{ mol V}}}{0{,}10 \text{ mol V} \cdot \dfrac{50{,}9 \text{ g V}}{1 \text{ mol V}} + 0{,}25 \text{ mol O} \cdot \dfrac{16{,}0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}}} \cdot 100 = 56 \text{ \% V}$$

$$\frac{0{,}25 \text{ mol O} \cdot \dfrac{16{,}0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}}}{0{,}10 \text{ mol V} \cdot \dfrac{50{,}9 \text{ g V}}{1 \text{ mol V}} + 0{,}25 \text{ mol O} \cdot \dfrac{16{,}0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}}} \cdot 100 = 44 \text{ \% O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.229. La picadura de la abeja común inocula una disolución acuosa que contiene 0,0130 % en masa de histamina (sustancia que produce alteraciones fisiológicas).

En promedio, el aguijón de una abeja puede inocular 35,0 mg de disolución. ¿Cuántas moléculas de histamina son inoculadas en promedio en cada picadura de abeja?
a) $2{,}47 \cdot 10^{16}$
b) $2{,}43 \cdot 10^{18}$
c) $2{,}51 \cdot 10^{18}$
d) $2{,}47 \cdot 10^{21}$

(O.Q.L. Asturias 2016)

La masa de histamina, $C_5H_9N_3$, en cada picadura es:

$$35{,}0 \text{ mg disolución } 0{,}0130 \text{ \%} \cdot \frac{0{,}0130 \text{ mg } C_5H_9N_3}{100 \text{ mg disolución } 0{,}0130 \text{ \%}} \cdot \frac{1 \text{ g } C_5H_9N_3}{10^3 \text{ mg } C_5H_9N_3} = 4{,}55 \cdot 10^{-6} \text{ g } C_5H_9N_3$$

El número de moléculas de histamina en cada picadura es:

$$4{,}55 \cdot 10^{-6} \text{ g } C_5H_9N_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_5H_9N_3}{111{,}1 \text{ g } C_5H_9N_3} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } C_5H_9N_3}{1 \text{ mol } C_5H_9N_3} = 2{,}47 \cdot 10^{16} \text{ moléculas } C_5H_9N_3$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.230. La combustión total de una cierta cantidad de un hidrocarburo genera 30,33 g de CO_2 y 15,48 g de H_2O. ¿De qué hidrocarburo se podría tratar?
a) $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$
b) CH_3CH_3
c) $CH_3CH_2CH_3$
d) $CH_3CH_2CH_2CH_3$

(O.Q.L. Valencia 2016) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

▪ El carbono contenido en el hidrocarburo se transforma en CO_2:

$$30{,}33 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44{,}0 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} = 0{,}689 \text{ mol C}$$

▪ El hidrógeno contenido en el hidrocarburo se transforma en H_2O:

$$15{,}48 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} = 1{,}72 \text{ mol H}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica del hidrocarburo:

$$\frac{1{,}72 \text{ mol H}}{0{,}689 \text{ mol C}} = \frac{5 \text{ mol H}}{2 \text{ mol C}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } (C_2H_5)_n$$

Considerando $n = 2$, se obtiene que la fórmula molecular del hidrocaburo es C_4H_{10} y, la semidesarrollada es $CH_3CH_2CH_2CH_3$.

La respuesta correcta es la **d**.

(En Preselección Valencia 2017 se proporcionan otros datos numéricos y en vez de fórmulas se dan nombres).

1.231. El combustible que usa la Central Nuclear de Cofrentes es el ^{235}U. Si anualmente se utilizan 30,0 t de dióxido de uranio enriquecido hasta alcanzar un 3,00 % en átomos de ^{235}U, los kg de este isótopo utilizados durante los primeros veinte años de funcionamiento de esta central son:
a) 984 kg
b) $1{,}16 \cdot 10^4$ kg
c) $8{,}70 \cdot 10^3$ kg
d) $1{,}57 \cdot 10^4$ kg
(Dato. Considere que la masa atómica relativa del ^{235}U es 235).

(O.Q.L. Valencia 2016)

La cantidad de U natural consumido en la central en los últimos 20 años es:

$$20 \text{ años} \cdot \frac{30{,}0 \text{ t } UO_2}{\text{año}} \cdot \frac{10^6 \text{ g } UO_2}{1 \text{ t } UO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } UO_2}{270{,}0 \text{ g } UO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol U}}{1 \text{ mol } UO_2} = 2{,}22 \cdot 10^6 \text{ mol U}$$

Relacionando U natural con ^{235}U:

$$2{,}22 \cdot 10^6 \text{ mol U} \cdot \frac{N_A \text{ átomos U}}{1 \text{ mol U}} \cdot \frac{3{,}00 \text{ átomos } ^{235}U}{100 \text{ átomos U}} \cdot \frac{1 \text{ mol } ^{235}U}{N_A \text{ átomos } ^{235}U} = 6{,}67 \cdot 10^4 \text{ mol } ^{235}U$$

$$6{,}67 \cdot 10^4 \text{ mol } ^{235}U \cdot \frac{235 \text{ g } ^{235}U}{1 \text{ mol } ^{235}U} \cdot \frac{1 \text{ kg } ^{235}U}{10^3 \text{ g } ^{235}U} = 1{,}57 \cdot 10^4 \text{ kg } ^{235}U$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.232. Los suplementos de potasio a menudo consisten en una mezcla de citrato de potasio, $K_3C_6H_5O_7$, y aspartato de potasio, $KC_4H_6O_4N$. Una tableta de 100,0 mg de ambos compuestos, contiene un 35,2 % en masa de potasio. ¿Cuántos miligramos de citrato de potasio contiene?
a) 80,0 mg
b) 20,0 mg
c) 45,6 mg
d) 50,0 mg

(O.Q.L. Valencia 2016)

Considerando 100,0 mg de mezcla, esta contiene:

$$100{,}0 \text{ mg mezcla} \cdot \frac{35{,}2 \text{ mg K}}{100{,}0 \text{ mg mezcla}} = 35{,}2 \text{ mg K}$$

y está integrada por x mg de $K_3C_6H_5O_7$ y $(100 - x)$ mg de $KC_4H_6O_4N$.

La cantidad de K que aporta cada una de esas sustancias a la mezcla es:

$$x \text{ mg } K_3C_6H_5O_7 \cdot \frac{1 \text{ mmol } K_3C_6H_5O_7}{306{,}3 \text{ mg } K_3C_6H_5O_7} \cdot \frac{3 \text{ mmol K}}{1 \text{ mmol } K_3C_6H_5O_7} \cdot \frac{39{,}1 \text{ mg K}}{1 \text{ mmol K}} = 0{,}383\, x \text{ mg K}$$

$$(100 - x)\text{mg } KC_4H_6O_4N \cdot \frac{1 \text{ mmol } KC_4H_6O_4N}{171{,}1 \text{ mg } KC_4H_6O_4N} \cdot \frac{1 \text{ mmol K}}{1 \text{ mmol } KC_4H_6O_4N} \cdot \frac{39{,}1 \text{ mg K}}{1 \text{ mmol K}} = 0{,}229\,(100 - x) \text{ mg K}$$

La cantidad de $K_3C_6H_5O_7$ que contiene la mezcla es:

$$0{,}383\, x \text{ mg K} + [0{,}229\,(100 - x)]\text{mg K} = 35{,}2 \text{ mg K} \qquad \rightarrow \qquad x = 80{,}0 \text{ mg } K_3C_6H_5O_7$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.233. Un copolímero regular de etileno, $CH_2 = CH_2$, y cloruro de vinilo, $CH_2 = CHCl$, contiene de manera alternada dichos monómeros. ¿Cuál es el porcentaje en masa de etileno en este copolímero?
a) 56
b) 90,5
c) 62,5
d) 30,9

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Considerando que hay mol de cada monómero en el copolímero el porcentaje en masa de etileno en el mismo es:

$$\frac{1 \text{ mol } CH_2 = CH_2 \cdot \frac{28{,}0 \text{ g } CH_2 = CH_2}{1 \text{ mol } CH_2 = CH_2}}{1 \text{ mol } CH_2 = CH_2 \cdot \frac{28{,}0 \text{ g } CH_2 = CH_2}{1 \text{ mol } CH_2 = CH_2} + 1 \text{ mol } CH_2 = CHCl \cdot \frac{62{,}5 \text{ g } CH_2 = CHCl}{1 \text{ mol } CH_2 = CHCl}} \cdot 100 = 30{,}9\ \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.234. Una muestra de 10,0 g de un compuesto que contiene solamente carbono, hidrógeno y oxígeno dando lugar a 23,98 g de CO_2 y 4,91 g de H_2O, cuando es sometido a combustión completa. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?
a) C_2HO
b) C_3H_3O
c) $C_6H_3O_2$
d) C_6H_6O

(O.Q.N. El Escorial 2017)

El número de moles de átomos de cada elemento en la muestra de compuesto X es:

$$23{,}98 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44{,}0 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} = 0{,}545 \text{ mol C}$$

$$4{,}91 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} = 0{,}546 \text{ mol H}$$

El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$10{,}0 \text{ g X} - 0{,}545 \text{ mol C} \cdot \frac{12{,}0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} - 0{,}546 \text{ mol H} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 2{,}91 \text{ g O}$$

$$2{,}91 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} = 0{,}182 \text{ mol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{0{,}545 \text{ mol C}}{0{,}182 \text{ mol O}} = 3\,\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\[2ex] \dfrac{0{,}546 \text{ mol H}}{0{,}182 \text{ mol O}} = 3\,\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } C_3H_3O$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Galicia 2012)

1.235. Si se sabe que las masas de cada isótopo estable del cloro son ^{35}Cl = 34,9688 u y ^{37}Cl = 36,9659 u, indique cuál será la abundancia de cada isótopo.
a) ^{35}Cl = 24,2 % y ^{37}Cl = 75,8 %
b) ^{35}Cl = 75,8 % y ^{37}Cl = 24,2 %
c) ^{35}Cl = 35,0 % y ^{37}Cl = 65,0 %
d) ^{35}Cl = 78,5 % y ^{37}Cl = 21,5 %

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Considerando que la masa atómica media del Cl es 35,5 u y que las abundancias del ^{35}Cl y ^{37}Cl son, respectivamente, x y (100 – x):

$$\frac{x \text{ átomo } ^{35}\text{Cl} \cdot \dfrac{34{,}9688 \text{ u}}{\text{átomo } ^{35}\text{Cl}} + (100 - x) \text{ átomo } ^{37}\text{Cl} \dfrac{36{,}9659 \text{ u}}{\text{átomo } ^{37}\text{Cl}}}{100 \text{ átomos Cl}} = 35{,}5 \frac{\text{u}}{\text{átomo}}$$

Se obtiene, x = 75,8 % ^{35}Cl y el resto, 24,2 % ^{37}Cl.

La respuesta correcta es la **b**.

1.236. Un compuesto contiene un 14,3 % en masa de hidrógeno y un 85,7 % en masa de carbono. Una muestra de 0,72 g del mismo en estado gaseoso a 120 °C y 1,325 atm ocupa un volumen de 0,411 L. ¿Cuál es su fórmula molecular?
a) CH_2
b) C_2H_4
c) C_3H_6
d) C_4H_8

(O.Q.L. Galicia 2017)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T se calcula mediante la expresión:

$$M = \frac{0{,}95 \text{ g} \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (120 + 273{,}15) \text{ K}}{1{,}325 \text{ atm} \cdot 0{,}411 \text{ L}} = 56 \text{ g mol}^{-1}$$

A partir de los datos proporcionados se puede obtener que la fórmula empírica es:

$$\frac{14{,}3 \text{ g H}}{85{,}7 \text{ g C}} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } (CH_2)_n$$

A partir de la masa molar obtenida y la fórmula empírica se obtiene que la fórmula molecular es:

$$n = \frac{56 \text{ g mol}^{-1}}{14 \text{ g mol}^{-1}} = 4 \quad \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: } C_4H_8$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2011)

1.237. Una muestra cristalizada de tetraoxidosulfato(2–) de cobre(2+) hidratado contiene un 36,07 % de agua de hidratación. ¿Cuántas moléculas de agua de hidratación lleva la sal?
a) 5
b) 4
c) 6
d) 7

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

Tomando una base de cálculo de 100 g de hidrato, la relación molar entre H_2O y $CuSO_4$ es:

$$\frac{36{,}07 \text{ g } H_2O}{(100-36{,}07) \text{ g } CuSO_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{159{,}5 \text{ g } CuSO_4}{1 \text{ mol } CuSO_4} = 5 \, \frac{\text{mol } H_2O}{\text{mol } CuSO_4} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula: } CuSO_4 \cdot 5H_2O$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007 y Castilla y León 2015).

1.238. La masa molar de un elemento M es 40 g mol^{-1} y la masa molar de su cloruro es 111 g mol^{-1}. Con estos datos se puede deducir que la fórmula más probable del óxido de M es:
a) MO_2
b) MO
c) M_2O
d) M_2O_3

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

La fórmula del cloruro metálico, MCl_x, es:

$$\frac{(111-40) \text{ g Cl}}{1 \text{ mol M}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35{,}5 \text{ g Cl}} = 2 \, \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol M}}$$

De la fórmula del cloruro se deduce que el número de oxidación del elemento M es +2, por tanto, la fórmula más probable del óxido debe ser MO.

La respuesta correcta es la **b**.

(En Castilla y León se pregunta la fórmula del óxido).

1.239. El análisis elemental de un determinado hidrocarburo determina que contiene 88,82 % de carbono y 11,18 % de hidrógeno. Una muestra de 62,6 mg de este gas ocupa 34,9 mL a 772 mmHg y 100 °C. La fórmula molecular del hidrocarburo será:
a) C_2H_6
b) C_2H_3
c) CH_2
d) C_4H_6

(O.Q.L. La Rioja 2017)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del hidrocarburo X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{62{,}6 \text{ mg X} \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15) \text{ K}}{772 \text{ mmHg} \cdot 34{,}9 \text{ mL}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ g X}}{10^3 \text{ mg X}} = 54{,}0 \text{ g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular del hidrocarburo X:

$$\left.\begin{aligned} \frac{88{,}82 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12{,}0 \text{ g C}} \cdot \frac{54{,}0 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 4 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{11{,}18 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1{,}0 \text{ g H}} \cdot \frac{54{,}0 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \end{aligned}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: } C_4H_6$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.240. Cuál de las siguientes sales contiene un 44,8 % en masa de potasio?
a) Sulfato de potasio
b) Sulfito de potasio
c) Nitrato de potasio
d) Nitrito de potasio

(O.Q.L. Madrid 2017)

a) Verdadero. Sulfato de potasio, K_2SO_4.

$$\frac{2 \text{ mol K}}{1 \text{ mol } K_2SO_4} \cdot \frac{39{,}1 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} \cdot \frac{1 \text{ mol } K_2SO_4}{174{,}3 \text{ g } K_2SO_4} \cdot 100 = 44{,}9 \text{ \% K}$$

b) Falso. Sulfito de potasio, K_2SO_3.

$$\frac{2 \text{ mol K}}{1 \text{ mol } K_2SO_3} \cdot \frac{39{,}1 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} \cdot \frac{1 \text{ mol } K_2SO_3}{158{,}3 \text{ g } K_2SO_3} \cdot 100 = 49{,}4 \text{ \% K}$$

c) Falso. Nitrato de potasio, KNO_3.

$$\frac{1 \text{ mol K}}{1 \text{ mol } KNO_3} \cdot \frac{39{,}1 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} \cdot \frac{1 \text{ mol } KNO_3}{101{,}1 \text{ g } KNO_3} \cdot 100 = 38{,}8 \text{ \% K}$$

d) Falso. Nitrito de potasio, KNO_2.

$$\frac{1 \text{ mol K}}{1 \text{ mol } KNO_2} \cdot \frac{39{,}1 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} \cdot \frac{1 \text{ mol } KNO_2}{85{,}1 \text{ g } KNO_2} \cdot 100 = 45{,}9 \text{ \% K}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.241. Al analizar 0,26 g de un óxido de nitrógeno, se obtienen 0,0790 g de nitrógeno y 0,181 g de oxígeno. Cuando se introducen 6,07 g del compuesto en un recipiente de 1,20 L a la temperatura de 60,0 °C, la presión es de 1,50 atm. El compuesto buscado es:
a) N_2O_4
b) N_2O_3
c) NO_2
d) NO

(O.Q.L. Asturias 2017)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del óxido X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{6{,}07 \text{ g} \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (60{,}0 + 273{,}15) \text{ K}}{1{,}50 \text{ atm} \cdot 1{,}20 \text{ L}} = 92{,}1 \text{ g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular de X:

$$\left.\begin{array}{l}\dfrac{0{,}0790\text{ g N}}{0{,}26\text{ g X}}\cdot\dfrac{1\text{ mol N}}{14{,}0\text{ g N}}\cdot\dfrac{92{,}1\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=2\,\dfrac{\text{mol N}}{\text{mol X}}\\[2ex]\dfrac{0{,}181\text{ g O}}{0{,}26\text{ g X}}\cdot\dfrac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}}\cdot\dfrac{92{,}1\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=4\,\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}}\end{array}\right\}\;\rightarrow\quad\text{fórmula molecular: } N_2O_4$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.242. ¿Cuántos moles de iones se producen cuando se disocian dos moles de Na_4SiO_4?
a) 5
b) 10
c) 7
d) 3

(O.Q.L. Extremadura 2017)

La ecuación química correspondiente a la disociación del Na_4SiO_4 es:

$$Na_4SiO_4(s) \rightarrow 4\ K^+(aq) + SiO_4^{4-}(aq)$$

Relacionando moles Na_4SiO_4 con moles de iones:

$$2\text{ mol } Na_4SiO_4 \cdot \frac{5\text{ mol iones}}{1\text{ mol } Na_4SiO_4} = 10\text{ mol iones}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001 y otras).

1.243. ¿Cuántos neutrones hay en un mol de $^{222}_{86}Rn$?
a) $1{,}34 \cdot 10^{26}$
b) $1{,}43 \cdot 10^{26}$
c) $5{,}18 \cdot 10^{25}$
d) $8{,}19 \cdot 10^{25}$
e) $2{,}0 \cdot 10^{26}$

(O.Q.L. Cantabria 2017)

El número de neutrones que hay en un núcleo de la especie se obtiene mediante la diferencia entre el número másico, $A = 222$, y el número atómico, $Z = 86$:

número de neutrones en un átomo de $^{222}_{86}Rn = (222 - 86) = 136$.

En un mol de $^{238}_{92}U$ es:

$$1\text{ mol } ^{222}_{86}Rn \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\text{ átomos } ^{222}_{86}Rn}{1\text{ mol } ^{222}_{86}Rn} \cdot \frac{136\text{ neutrones}}{1\text{ átomo } ^{222}_{86}Rn} = 8{,}19 \cdot 10^{25}\text{neutrones}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010 y otras).

1.244. Henry Becquerel, profesor del Museo Nacional de Historia Natural de París, fue galardonado, junto con el matrimonio Curie, con el Premio Nobel de Física de 1903 por el descubrimiento de la radiactividad. Este hallazgo fue debido a la creencia errónea de que las sustancias hiperfosforescentes como sulfato de uranilo y potasio, $K_2UO_2(SO_4)_2$, eran emisores de RX. D. Suponiendo que le frasco estudiado por Becquerel contenía 1,896 g de esta sal y sabiendo que el uranio natural contiene un 0,72 % en átomos de ^{235}U, el número de átomos de este isótopo contenidos en el frasco era:
a) $1,5 \cdot 10^{19}$
b) $1,5 \cdot 10^{21}$
c) $2,9 \cdot 10^{19}$
d) $2,9 \cdot 10^{23}$

(O.Q.L. Valencia 2017)

La cantidad de U contenido en el frasco es:

$$1{,}896 \text{ g } K_2UO_2(SO_4)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } K_2UO_2(SO_4)_2}{540{,}4 \text{ g } K_2UO_2(SO_4)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol U}}{1 \text{ mol } K_2UO_2(SO_4)_2} = 3{,}509 \cdot 10^{-3} \text{ mol U}$$

El número de átomos de ^{235}U considerando una abundancia del 0,72 % es:

$$3{,}509 \cdot 10^{-3} \text{ mol U} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos U}}{1 \text{ mol U}} \cdot \frac{0{,}72 \text{ átomos } ^{235}\text{U}}{100 \text{ átomos U}} = 1{,}5 \cdot 10^{19} \text{ átomos } ^{235}\text{U}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.245. La vitamina B_{12}, cianocobalamina, es esencial para la nutrición humana. Abunda en los tejidos animales pero no en las plantas, de forma que la gente que se abstiene de comer productos de origen animal puede padecer anemia por lo que debe tomar vitamina B_{12}. Determine la masa molar de esta sustancia sabiendo que una molécula de cianocobalamina contiene un átomo de cobalto y que el porcentaje en masa de cobalto en ella es del 4,380 %.
a) 438,0 g mol^{-1}
b) 43,8 g mol^{-1}
c) 1.345 g mol^{-1}
d) 438,0 g mol^{-1}

(O.Q.L. Valencia 2017)

Relacionando la cantidad de cobalto con la cantidad de cianocobalamina se obtiene que la masa molar de esta es:

$$\frac{1 \text{ mol Co}}{\text{mol vitamina } B_{12}} \cdot \frac{58{,}93 \text{ g Co}}{1 \text{ mol Co}} \cdot \frac{1 \text{ mol vitamina } B_{12}}{M \text{ g vitamina } B_{12}} = \frac{4{,}380 \text{ g Co}}{100 \text{ g vitamina } B_{12}} \quad \rightarrow \quad M = 1.345 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2. PROBLEMAS de MOL y LEYES PONDERALES

2.1. Una muestra de un cloruro de hierro de 0,300 g de masa fue disuelta en agua y la disolución resultante tratada con una disolución de nitrato de plata para precipitar el cloruro de plata. Después de asegurarse que la precipitación fue completa, el cloruro de plata fue filtrado, secado y pesado obteniéndose una masa de 0,678 g.
a) ¿Cuántos gramos de cloro había en la muestra original de cloruro de hierro?
b) ¿Cuál será la fórmula empírica del cloruro de hierro?
c) ¿Podrá corresponderse la fórmula empírica obtenida en b) con la fórmula molecular del cloruro de hierro? Justifique la respuesta.
d) ¿Qué cantidad de nitrato de plata habrá sido necesario emplear, como mínimo, para la precipitación completa?

(Asturias 1993)

a) La masa de cloro contenida en la muestra original es:

$$0{,}678\ \text{g AgCl} \cdot \frac{1\ \text{mol AgCl}}{143{,}4\ \text{g AgCl}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol AgCl}} \cdot \frac{35{,}5\ \text{g Cl}}{1\ \text{mol Cl}} = 0{,}168\ \text{g Cl}$$

b) La masa de Fe contenida en la muestra es:

$$0{,}300\ \text{g FeCl}_x - 0{,}168\ \text{g Cl} = 0{,}132\ \text{g Fe}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla del compuesto:

$$\frac{0{,}168\ \text{g Cl}}{0{,}132\ \text{g Fe}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}}{35{,}5\ \text{g Cl}} \cdot \frac{55{,}8\ \text{g Fe}}{1\ \text{mol Fe}} = 2\,\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Fe}} \quad \rightarrow \quad \text{Fórmula empírica: } \text{FeCl}_2$$

c) La diferencia de electronegatividad existente entre ambos elementos determina que forman un compuesto con enlace predominantemente iónico, por lo que el mismo no forma moléculas sino redes cristalinas. Por lo tanto, el compuesto no tiene fómula molecular.

d) Teniendo en cuenta que en la reacción se forma AgCl, relacionando el cloro de la muestra con $AgNO_3$:

$$0{,}168\ \text{g Cl} \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}}{35{,}5\ \text{g Cl}} \cdot \frac{1\ \text{mol Ag}}{1\ \text{mol Cl}} \cdot \frac{1\ \text{mol AgNO}_3}{1\ \text{mol Ag}} \cdot \frac{169{,}9\ \text{g AgNO}_3}{1\ \text{mol AgNO}_3} = 0{,}804\ \text{g AgNO}_3$$

2.2. Una gota de ácido sulfúrico ocupa un volumen de 0,025 mL. Si su densidad es 1,981 g mL^{-1}, calcule el número de moléculas de ácido sulfúrico que hay en la gota y el número de átomos de oxígeno presentes en la misma.
¿Cuánto pesa una molécula de ácido sulfúrico?

(Canarias 1996)

El número de moles de H_2SO_4 contenidos en una gota es:

$$1\ \text{gota H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{0{,}025\ \text{mL H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{gota H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1{,}981\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mL H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = 5{,}1 \cdot 10^{-4}\ \text{mol H}_2\text{SO}_4$$

El número de moléculas de H_2SO_4 y de átomos de O contenidos en una gota es:

$$5{,}1 \cdot 10^{-4}\ \text{mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} = 3{,}0 \cdot 10^{20}\ \text{moléculas H}_2\text{SO}_4$$

$$3{,}0 \cdot 10^{20}\ \text{moléculas H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{4\ \text{átomos O}}{1\ \text{molécula H}_2\text{SO}_4} = 1{,}2 \cdot 10^{21}\ \text{átomos O}$$

La masa de una molécula de H_2SO_4 es:

$$\frac{98{,}1 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2SO_4} = 1{,}6 \cdot 10^{-22} \frac{\text{g}}{\text{molécula}}$$

2.3. El análisis de un compuesto orgánico líquido determina que contiene 18,60 % de carbono, 1,55 % de hidrógeno, 24,81 % de oxígeno y el resto de cloro.
a) Determine la fórmula empírica del compuesto.
Al evaporar 1,29 g de dicha sustancia en un recipiente cerrado, a la temperatura de 197 °C y presión atmosférica normal, estos ocupan un volumen de 385 cm^3.
b) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
Al disolver 2,064 g del compuesto, en estado líquido, en agua destilada suficiente para obtener 500 mL de disolución, se detecta que esta tiene carácter ácido; 50,0 cm^3 de ella se neutralizan con 32,0 cm^3 de una disolución obtenida al disolver 2,00 g de hidróxido de sodio puro en agua destilada, hasta conseguir 1 L de disolución.
c) Escriba la posible ecuación química correspondiente a la reacción entre las sustancias e indique el número de moles de cada una de ellas que han reaccionado.
d) ¿Cuál es el pH de la disolución de hidróxido de sodio?

(Murcia 1997)

a-b) El porcentaje de cloro en ese compuesto es:

100 % compuesto – (18,60 % C + 1,55 % H + 24,81 % O) = 55,0 % Cl

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{1{,}29 \text{ g} \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (197 + 273{,}15) \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 385 \text{ cm}^3} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} = 129 \text{ g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular de X se relacionan las cantidades de cada elemento con la masa molar del compuesto:

$$\left.\begin{array}{l}
\dfrac{18{,}60 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \dfrac{1 \text{ mol C}}{12{,}0 \text{ g C}} \cdot \dfrac{129 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\[2ex]
\dfrac{1{,}55 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \dfrac{1 \text{ mol H}}{1{,}0 \text{ g H}} \cdot \dfrac{129 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\[2ex]
\dfrac{24{,}81 \text{ g O}}{100 \text{ g X}} \cdot \dfrac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} \cdot \dfrac{129 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \\[2ex]
\dfrac{55{,}0 \text{ g Cl}}{100 \text{ g X}} \cdot \dfrac{1 \text{ mol Cl}}{35{,}5 \text{ g Cl}} \cdot \dfrac{129 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \dfrac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}}
\end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: } C_2Cl_2H_2O_2$$

Simplificando la fórmula anterior se obtiene la fórmula empírica o sencilla, $(CClHO)_n$.

Dada la fórmula molecular $C_2Cl_2H_2O_2$, y teniendo en cuenta que se trata de un compuesto ácido, su fórmula semidesarrollada podría ser $CHCl_2COOH$.

c) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización es:

$$CHCl_2COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow CHCl_2COONa(aq) + H_2O(l)$$

Como la reacción es mol a mol, el número de moles que reaccionan de ambas especies es el mismo.

La concentración de la disolución de NaOH es:

$$[NaOH] = \frac{2{,}00 \text{ g NaOH}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40{,}0 \text{ g NaOH}} = 0{,}0500 \text{ M}$$

La cantidad de NaOH que se neutraliza es:

$$32{,}0 \text{ mL NaOH } 0{,}0500 \text{ M} \cdot \frac{0{,}0500 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0{,}0500 \text{ M}} = 1{,}60 \text{ mmol NaOH}$$

La concentración de la disolución de $CHCl_2COOH$ es:

$$[CHCl_2COOH] = \frac{2{,}064 \text{ g } CHCl_2COOH}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CHCl_2COOH}{129{,}1 \text{ g } CHCl_2COOH} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0{,}0320 \text{ M}$$

La cantidad de $CHCl_2COOH$ que se neutraliza es:

$$50{,}0 \text{ mL } CHCl_2COOH \ 0{,}0320 \text{ M} \cdot \frac{0{,}0320 \text{ mmol } CHCl_2COOH}{1 \text{ mL } CHCl_2COOH \ 0{,}0320 \text{ M}} = 1{,}60 \text{ mmol } CHCl_2COOH$$

d) El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente disociada en iones de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

El balance de materia permite escribir que, $[OH^-] = [NaOH] = 0{,}0500$ M:

$$pOH = -\log(0{,}0500) = 1{,}30 \qquad \longrightarrow \qquad pH = 14{,}0 - 1{,}30 = 12{,}7$$

2.4. El nitrógeno forma tres óxidos, en los que los porcentajes en masa de oxígeno son, respectivamente, 36,35 %, 53,32 % y 69,55 %. Demuestre que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

(Valencia 1998)

La ley de Dalton de las proporciones múltiples (1808) dice:

> "las masas de un elemento que se combinan con una masa fija de otro, para formar diferentes compuestos, están en relación de números enteros sencillos".

Considerando una masa fija de, por ejemplo 28,00 g de N_2, las masas de O_2 que se combinan con esta en cada uno de los tres óxidos A, B y C son:

- Óxido A (36,35 % O_2)

$$28{,}00 \text{ g } N_2 \cdot \frac{36{,}35 \text{ g } O_2}{63{,}65 \text{ g } N_2} = 15{,}99 \text{ g } O_2$$

- Óxido B (53,32 % O_2)

$$28{,}00 \text{ g } N_2 \cdot \frac{53{,}32 \text{ g } O_2}{46{,}68 \text{ g } N_2} = 31{,}98 \text{ g } O_2$$

- Óxido C (69,55 % O_2)

$$28{,}00 \text{ g } N_2 \cdot \frac{69{,}55 \text{ g } O_2}{30{,}45 \text{ g } N_2} = 63{,}95 \text{ g } O_2$$

Relacionando entre sí las masas de O_2 se obtiene:

$$\frac{63{,}95 \text{ g } O_2 \text{ (óxido C)}}{31{,}98 \text{ g } O_2 \text{ (óxido B)}} = \frac{2}{1} \qquad \frac{63{,}95 \text{ g } O_2 \text{ (óxido C)}}{15{,}99 \text{ g } O_2 \text{ (óxido A)}} = \frac{4}{1} \qquad \frac{31{,}98 \text{ g } O_2 \text{ (óxido B)}}{15{,}99 \text{ g } O_2 \text{ (óxido A)}} = \frac{2}{1}$$

Valores que demuestran que se cumple la ley de Dalton de las proporciones múltiples.

2.5. Conteste verdadero o falso a las afirmaciones siguientes, justificando la respuesta.
a) Todos los puntos de la teoría atómica de Dalton se aplican en la actualidad.
b) La teoría atómica de Dalton no puede explicar la ley de conservación de la masa.
c) La teoría atómica de Dalton no puede explicar la ley de los volúmenes gaseosos de Gay-Lussac.
d) Todos los elementos del sistema periódico son monoatómicos como He, Li, … o diatómicos como O_2, N_2, …

(Valencia 1999)

a) **Falso**. Ya que el descubrimiento del electrón por parte de J.J. Thomson (1896) acabó la propuesta de que los átomos son indivisibles.

La demostración de la existencia de isótopos por parte de F.W. Aston (1919) acabó con la propuesta de todos los átomos de un mismo elemento son idénticos.

La demostración de que algunos elementos formaban moléculas diatómicas por parte de S. Cannizzaro (1858) acabó con la propuesta de que los átomos de diferentes elementos se combinaban en proporciones sencillas para formar moléculas.

b) **Falso**. Ya que aunque para Dalton todos los elementos debían ser monoatómicos, la masa en una reacción química se mantenía constante independientemente de que se equivocara en la fórmula que debían tener las moléculas de los compuestos resultantes.

c) **Verdadero**. Existía una contradicción entre la propuesta de moléculas gaseosas monoatómicas de Dalton y el resultado experimental obtenido por Gay-Lussac. Solo podía explicarse la ley si se aceptaba que las moléculas gaseosas de algunos elementos eran diatómicas.

d) **Verdadero**. Todos los elementos son monoatómicos excepto los siete capaces formar moléculas diatómicas como son: H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2 e I_2, que no eran contemplados por la teoría de Dalton.

2.6. En el fondo de un reactor se ha encontrado una escoria desconocida. Analizados 12,5 g de este polvo, se ha encontrado que contenía un 77,7 % de hierro y un 22,3 % de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula estequiométrica de este compuesto?

(Galicia 2000)

El número de moles de átomos de cada elemento es:

$$12{,}5\ \text{g escoria}\cdot\frac{77{,}7\ \text{g Fe}}{100\ \text{g escoria}}\cdot\frac{1\ \text{mol Fe}}{55{,}8\ \text{g Fe}}=0{,}174\ \text{mol Fe}$$

$$12{,}5\ \text{g escoria}\cdot\frac{22{,}3\ \text{g O}}{100\ \text{g escoria}}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}=0{,}174\ \text{mol O}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica del compuesto:

$$\frac{0{,}174\ \text{mol Fe}}{0{,}174\ \text{mol O}}=1\frac{\text{mol Fe}}{\text{mol O}}\quad\rightarrow\quad \text{Fórmula empírica: FeO}$$

2.7. Una mezcla de AgCl y AgBr contiene un 21,28 % de Br.
a) ¿Cuál es el porcentaje de AgBr en la mezcla?
b) ¿Cuál es el porcentaje de Ag en la mezcla?

(Canarias 2001)

a) La masa de AgBr contenida en 100 g de mezcla proporciona el porcentaje de AgBr en la misma:

$$\frac{21{,}28\ \text{g Br}}{100\ \text{g mezcla}}\cdot\frac{1\ \text{mol Br}}{79{,}9\ \text{g Br}}\cdot\frac{1\ \text{mol AgBr}}{1\ \text{mol Br}}\cdot\frac{187{,}8\ \text{g AgBr}}{1\ \text{mol AgBr}}=0{,}5\frac{\text{g AgBr}}{\text{g mezcla}}\quad\rightarrow\quad 50\ \%\ \text{AgBr}$$

El resto de la mezcla es AgCl.

b) La masa de Ag procedente del AgBr contenida en 100 g de mezcla es:

$$\frac{50\ \text{g AgBr}}{100\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{1\ \text{mol AgBr}}{187{,}8\ \text{g AgBr}} \cdot \frac{1\ \text{mol Ag}}{1\ \text{mol AgBr}} \cdot \frac{107{,}9\ \text{g Ag}}{1\ \text{mol Ag}} = 0{,}287\ \frac{\text{g Ag}}{\text{g mezcla}} \quad \rightarrow \quad 28{,}7\ \%\ \text{Ag}$$

La masa de Ag procedente del AgCl contenida en 100 g de mezcla es:

$$\frac{50\ \text{g AgCl}}{100\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{1\ \text{mol AgCl}}{143{,}4\ \text{g AgCl}} \cdot \frac{1\ \text{mol Ag}}{1\ \text{mol AgCl}} \cdot \frac{107{,}9\ \text{g Ag}}{1\ \text{mol Ag}} = 0{,}376\ \frac{\text{g Ag}}{\text{g mezcla}} \quad \rightarrow \quad 37{,}6\ \%\ \text{Ag}$$

El porcentaje total de plata en la mezcla es:

28,7 % Ag (procedente del AgBr) + 37,6 % Ag (procedente del AgCl) = 66,3 % Ag

2.8. El análisis de un escape de un proyectil de artillería de la Primera Guerra Mundial da los siguientes resultados: hidrógeno = 3,88 % y arsénico = 96,12 %. ¿Cuál es la fórmula estequiométrica de este compuesto?

(Galicia 2001)

Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto, el número de moles de átomos de cada elemento es:

$$100\ \text{g compuesto} \cdot \frac{3{,}88\ \text{g H}}{100\ \text{g compuesto}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} = 3{,}88\ \text{mol H}$$

$$100\ \text{g compuesto} \cdot \frac{96{,}12\ \text{g As}}{100\ \text{g compuesto}} \cdot \frac{1\ \text{mol As}}{74{,}9\ \text{g As}} = 1{,}28\ \text{mol As}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica del compuesto:

$$\frac{3{,}88\ \text{mol H}}{1{,}28\ \text{mol As}} = 3\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol As}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } AsH_3$$

2.9. Una muestra de 30,0 g de un compuesto orgánico, formado por C, H y O, se quema en exceso de oxígeno y se producen 66,0 g de dióxido de carbono y 21,6 g de agua.
a) Calcule el número de moléculas de cada uno de los compuestos que se forman.
b) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto, si su masa molecular es 100?
c) Considerando que dicha fórmula molecular corresponde a un ácido monocarboxílico alifático, escriba las fórmulas estructurales y nombre todos los isómeros posibles.

(Extremadura 2001) (Baleares 2017)

a) El número de moléculas de CO_2 es:

$$66{,}0\ \text{g}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 9{,}03 \cdot 10^{22}\ \text{moléculas}\ CO_2$$

El número de moléculas de H_2O es:

$$21{,}6\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 7{,}23 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ H_2O$$

b) Teniendo en cuenta que en la combustión del compuesto orgánico (X) todo el C se transforma en CO_2 y el H en H_2O, los moles de átomos en la muestra del compuesto X son:

$$66{,}0\ \text{g}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 1{,}50\ \text{mol C}$$

$$21{,}6\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 2{,}40\ \text{mol H}$$

El oxígeno contenido en el compuesto X se calcula por diferencia:

$$30 \text{ g X} - \left[\left(1{,}5 \text{ mol C} \cdot \frac{12{,}0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) + \left(2{,}4 \text{ mol H} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right)\right] \text{g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} = 0{,}60 \text{ mol O}$$

Para obtener la fórmula molecular se relacionan los moles de átomos de cada elemento con la masa molar del compuesto X:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{1{,}50 \text{ mol C}}{30 \text{ g X}} \cdot \dfrac{100 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 5 \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\[2ex] \dfrac{2{,}40 \text{ mol H}}{30 \text{ g X}} \cdot \dfrac{100 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 8 \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\[2ex] \dfrac{0{,}60 \text{ mol O}}{30 \text{ g X}} \cdot \dfrac{100 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{Fórmula molecular: } C_5H_8O_2$$

c) La fórmula del hidrocarburo saturado de cinco carbonos es C_5H_{12}, como la fórmula propuesta tiene cuatro átomos de hidrógeno menos quiere decir que presenta dos insaturaciones uande las cuales corresponde al grupo carbonilo, C=O. Los posibles isómeros son:

$COOH-CH=CH-CH_2-CH_3$ ácido 2-pentenoico

$COOH-C(CH_3)=CH-CH_3$ ácido 2-metil-2-butenoico

$COOH-CH_2-CH=CH-CH_3$ ácido 3-pentenoico

$COOH-CH(CH_3)-CH=CH_2$ ácido 2-metil-3-butenoico

$COOH-CH_2-CH_2-CH=CH_2$ ácido 4-pentenoico

$COOH-CH=C(CH_3)-CH_3$ ácido 3-metil-2-butenoico

$COOH-C(CH_2-CH_3)=CH_2$ ácido 2-etilpropenoico

$COOH-CH_2-C(CH_3)=CH_2$ ácido 3-metil-3-butenoico

(Este problema ha sido propuesto en O.Q.N. Ciudad Real 1997).

2.10. Cuando se calientan 2,451 g de MXO_3 puro y seco, se liberan 0,960 g de oxígeno y se obtiene también un compuesto sólido, MX, que pesa 1,491 g. Cuando esta última cantidad se trata con exceso de $AgNO_3$ reacciona completamente y forma 2,87 g de AgX sólido. Calcule las masas atómicas de M y X.

(Canarias 2002)

Llamando M_X y M_M a las masas molares de los elementos X y M.

▪ La masa de oxígeno que se libera permite escribir la siguiente ecuación:

$$2{,}451 \text{ g } MXO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } MXO_3}{(M_X + M_M + 3 \cdot 16{,}0) \text{ g } MXO_3} \cdot \frac{3 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } MXO_3} \cdot \frac{16{,}0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 0{,}960 \text{ g O}$$

▪ La masa de AgX que se deposita permite escribir la siguiente ecuación:

$$1{,}491 \text{ g MX} \cdot \frac{1 \text{ mol MX}}{(M_X + M_M) \text{ g MX}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{1 \text{ mol MX}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgX}}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{(M_X + 107{,}9) \text{ g AgX}}{1 \text{ mol AgX}} = 2{,}87 \text{ g AgX}$$

Resolviendo el siguiente sistema de ecuaciones:

$$74{,}55 = M_X + M_M$$

$$0{,}520\ (107{,}9 + M_X) = M_X + M_M$$

se obtienen las masas molares de los elementos X y M, respectivamente:

$$M_X = 35{,}5\ \text{g mol}^{-1} \qquad M_M = 39{,}1\ \text{g mol}^{-1}$$

Estas masas corresponden a los elementos cloro y potasio.

2.11. Cuando se queman 2,371 g de carbono, se forman 8,688 g de un óxido de este elemento. En condiciones normales, 1 L este óxido pesa 1,9768 g. Determine su fórmula.

(Baleares 2002)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar del óxido es:

$$M = (1{,}9768\ \text{g L}^{-1}) \cdot (22{,}4\ \text{L mol}^{-1}) = 44{,}2\ \text{g mol}^{-1}$$

La cantidad de oxígeno que contiene la muestra de óxido es:

$$8{,}688\ \text{g óxido} - 2{,}371\ \text{g C} = 6{,}317\ \text{g O}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos con la masa molar del óxido se obtiene la fórmula molecular del mismo:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{2{,}371\ \text{g C}}{8{,}688\ \text{g óxido}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \dfrac{44{,}2\ \text{g óxido}}{1\ \text{mol óxido}} = 1\ \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol óxido}} \\[2ex] \dfrac{6{,}317\ \text{g O}}{8{,}688\ \text{g óxido}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} \cdot \dfrac{44{,}2\ \text{g óxido}}{1\ \text{mol óxido}} = 2\ \dfrac{\text{mol O}}{\text{mol óxido}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{Fórmula molecular: } CO_2$$

2.12. Se introducen en un tubo graduado 20 cm^3 de un hidrocarburo gaseoso desconocido, C_xH_y, y 50 cm^3 de oxígeno. Después de la combustión y la condensación del vapor de agua al volver a las condiciones iniciales queda un residuo gaseoso de 30 cm^3 que al ser tratado con potasa cáustica se reduce a 10 cm^3. Determine la fórmula del hidrocarburo.

(Castilla y León 2002)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del hidrocarburo es:

$$C_xH_y + \left(x + \frac{y}{4}\right) O_2 \rightarrow x\ CO_2 + \frac{y}{2}\ H_2O$$

Al atravesar los gases fríos procedentes de la combustión (CO_2 y O_2 sobrante) la disolución acuosa de KOH se produce la absorción del CO_2 quedando el O_2 sin reaccionar. Por tanto, si los 30 cm^3 de gases se reducen a 10 cm^3, quiere decir que la mezcla contenía 20 cm^3 de CO_2 y 10 cm^3 de O_2 sin reaccionar.

Considerando comportamiento ideal para los gases, y de acuerdo con la ley de Avogadro, la relación volumétrica coincide con la relación molar:

$$\frac{20\ \text{cm}^3\ CO_2}{20\ \text{cm}^3\ \text{hidrocarburo}} \rightarrow \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol hidrocarburo}} \rightarrow \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol hidrocarburo}}$$

El volumen de O_2 consumido por el carbono del hidrocarburo es:

$$20\ \text{cm}^3\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ O_2}{1\ \text{cm}^3\ CO_2} = 20\ \text{cm}^3\ O_2$$

Si se consumen 40 cm^3 de O_2 y 20 cm^3 son consumidos por el carbono, los 20 cm^3 restantes reaccionan con el hidrógeno:

$$\frac{20\ \text{cm}^3\ \text{O}_2}{20\ \text{cm}^3\ \text{hidrocarburo}} \rightarrow \frac{1\ \text{mol O}_2}{1\ \text{mol hidrocarburo}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol O}_2} = \frac{2\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol hidrocarburo}}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula molecular del hidrocarburo:

$$\frac{\frac{2\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol hidrocarburo}}}{\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol hidrocarburo}}} = \frac{2\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2} = \frac{4\ \text{mol H}}{1\ \text{mol C}} \quad \rightarrow \quad \text{Fórmula molecular: CH}_4$$

2.13. Indique en un mol de Fe_2O_3:
a) El número total de átomos.
b) El número total de moléculas-fórmula.
c) El número total de iones divalentes.
d) El número total de iones trivalentes.

(Valencia 2002)

a) El número total de átomos es:

$$1{,}0\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{5\ \text{mol átomos}}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos}}{1\ \text{mol átomos}} = 3{,}0 \cdot 10^{24}\ \text{átomos}$$

b) El número total de moléculas-fórmula (sería más correcto decir unidades-fórmula) es:

$$1{,}0\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{unidades fórmula}}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3} = 6{,}0 \cdot 10^{23}\ \text{unidades fórmula}$$

c) El número total de iones divalentes es:

$$1{,}0\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{3\ \text{mol O}^{2-}}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{iones O}^{2-}}{1\ \text{mol O}^{2-}} = 1{,}8 \cdot 10^{24}\ \text{iones O}^{2-}$$

d) El número total de iones trivalentes es:

$$1{,}0\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{2\ \text{mol Fe}^{3+}}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{iones Fe}^{3+}}{1\ \text{mol Fe}^{3+}} = 1{,}2 \cdot 10^{24}\ \text{iones Fe}^{3+}$$

2.14. Una muestra de 1,5 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O se quema en exceso de oxígeno obteniéndose 2,997 g de CO_2 y 1,227 g de H_2O. Si una muestra de 0,438 g del compuesto, al vaporizarla a 100 °C y 750 mmHg, ocupan 155 mL:
a) Calcule la fórmula molecular de dicho compuesto.
b) Proponga diferentes isómeros para la fórmula encontrada.

(Cádiz 2003) (Baleares 2014)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{0{,}438\ \text{g} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15)\ \text{K}}{(750\ \text{mmHg}) \cdot (155\ \text{mL})} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 87{,}6\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{2{,}997\ \text{g CO}_2}{1{,}5\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{87{,}6\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{1,227 \text{ g } H_2O}{1,5 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18,0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{87,6 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 8 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El O contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{87,6 \text{ g X} - \left(4 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(8 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right)}{1 \text{ mol X}} \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_4H_8O_2$.

b) A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos, C_4H_{10}, se deduce que el compuesto debe presentar una insaturación, por tanto, si contiene dos átomos de oxígeno, los compuestos más corrientes posibles, deben ser ácidos carboxílicos y ésteres:

$CH_3–CH_2–CH_2–COOH$	ácido butanoico
$CH_3–CH(CH_3)–COOH$	ácido metilpropanoico
$CH_3–CH_2–COO–CH_3$	propanoato de metilo
$CH_3–COO–CH_2–CH_3$	acetato de etilo
$H–COO–CH_2–CH_2–CH_3$	metanoato de propilo
$H–COO–C(CH_3)_2$	metanoato de isopropilo

(En Baleares 2014 se añade el apartado b que coincide con el de Canarias 2006).

2.15. Calcule la fórmula empírica de un compuesto cuya composición centesimal es 24,25 % de carbono; 4,05 % de hidrógeno y 71,7 % de cloro. Sabiendo que 3,1 g de dicho compuesto en estado gaseoso a 110 °C y 744 mmHg ocupan un volumen de 1,0 L, calcule su fórmula molecular.
¿Cuántos moles y moléculas del compuesto habrá en los 3,1 g?

(Canarias 2003)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{3,1 \text{ g} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (110 + 273,15) \text{ K}}{744 \text{ mmHg} \cdot 1,0 \text{ L}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 99 \text{ g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular se relacionan las cantidades de cada uno de los elementos con la masa molar del compuesto X:

$$\left.\begin{array}{l} \frac{24,25 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{99 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{4,05 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{99 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 4 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \frac{71,7 \text{ g Cl}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \cdot \frac{99 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: } C_2Cl_2H_4$$

El número moles y moléculas del compuesto $C_2Cl_2H_4$ es:

$$3,1 \text{ g } C_2Cl_2H_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2Cl_2H_4}{99 \text{ g } C_2Cl_2H_4} = 0,031 \text{ mol } C_2Cl_2H_4$$

$$0{,}031\ \text{mol}\ C_2Cl_2H_4 \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas} C_2Cl_2H_4}{1\ \text{mol}\ C_2Cl_2H_4} = 1{,}9 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ C_2Cl_2H_4$$

2.16. El análisis elemental de un determinado compuesto orgánico proporciona la siguiente información sobre su composición: carbono 30,45 %; hidrógeno 3,83 %; cloro 45,69 % y oxígeno 20,23 %. La densidad de su vapor es 5,48 veces la del aire, que es igual a 1,29 g L^{-1} en condiciones normales de presión y temperatura. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

(Baleares 2003)

En primer lugar, se calcula la masa molar del compuesto a partir de su densidad relativa respecto al aire:

$$d = \frac{\rho_x}{\rho_{aire}} \qquad \rightarrow \qquad \begin{cases} d = \text{densidad relativa} \\ \rho_x = \text{densidad del compuesto X} \\ \rho_{aire} = \text{densidad del aire} \end{cases}$$

El valor de la densidad es:

$$\rho_x = 5{,}48 \cdot (1{,}29\ \text{g L}^{-1}) = 7{,}07\ \text{g L}^{-1}$$

Considerando comportamiento ideal, el valor de la masa molar del compuesto es:

$$M = (7{,}07\ \text{g L}^{-1}) \cdot (22{,}4\ \text{L mol}^{-1}) = 158\ \text{g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular se relacionan las cantidades de cada uno de los elementos con la masa molar del compuesto X:

$$\left.\begin{aligned} &\frac{30{,}45\ \text{g C}}{100\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} \cdot \frac{158\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ &\frac{3{,}83\ \text{g H}}{100\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} \cdot \frac{158\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ &\frac{45{,}69\ \text{g Cl}}{100\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}}{35{,}5\ \text{g Cl}} \cdot \frac{158\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\,\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}} \\ &\frac{20{,}23\ \text{g O}}{100\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} \cdot \frac{158\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{aligned}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: } C_4H_6Cl_2O_2$$

2.17. Los compuestos inorgánicos cristalinos que contienen un número definido de moléculas de agua se denominan hidratos, y se caracterizan por presentar una composición definida. Un calentamiento moderado de estos compuestos provoca el desprendimiento progresivo de las moléculas de agua presentes.
Cuando se calienta un hidrato de sulfato de cobre, sufre una serie de transformaciones:
Una muestra de 2,574 g de un hidrato "A" se calentó a 140 °C transformándose en 1,833 g de otro hidrato "B", que al ser calentada a 400 °C se transformó en 1,647 g de sal anhidra. Esta, calentada a 1000 °C, proporcionó 0,819 g de un óxido de cobre.
Calcule las fórmulas de los hidratos "A" y "B" y del óxido de cobre.

(Valencia 2003) (Murcia 2016)

Los hidratos están constituidos por las siguientes cantidades:

$$\text{Hidrato A} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} 1{,}647\ \text{g sal anhidra} \\ (2{,}547 - 1{,}647)\ \text{g}\ H_2O = \ 0{,}927\ \text{g}\ H_2O \end{cases}$$

$$\text{Hidrato B} \quad \rightarrow \begin{cases} 1{,}647 \text{ g sal anhidra} \\ (1{,}833 - 1{,}647) \text{ g } H_2O = 0{,}186 \text{ g } H_2O \end{cases}$$

En primer lugar, hay que determinar de qué sulfato de cobre se trata. La cantidad de óxido de cobre obtenido al final del proceso permite la determinación de las fórmulas del hidrato B y del óxido:

$$0{,}819 \text{ g } Cu_xO \cdot \frac{1 \text{ mol } Cu_xO}{(63{,}5x + 16{,}0) \text{ g } Cu_xO} \cdot \frac{1 \text{ mol } Cu_xSO_4}{1 \text{ mol } Cu_xO} \cdot \frac{(63{,}5x + 96{,}1) \text{ g } Cu_xSO_4}{1 \text{ mol } Cu_xSO_4} = 1{,}647 \text{ g } Cu_xSO_4$$

Se obtiene $x \approx 1$, por tanto, el sulfato de cobre es $CuSO_4$ y el óxido es CuO.

Para obtener la fórmula de los hidratos se relacionan los moles de $CuSO_4$ y de H_2O:

$$\left.\begin{aligned} 0{,}186 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} = 1{,}03 \cdot 10^{-2} \text{ mol } H_2O \\ 1{,}647 \text{ g } CuSO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CuSO_4}{159{,}6 \text{ g } CuSO_4} = 1{,}03 \cdot 10^{-2} \text{ mol } CuSO_4 \end{aligned}\right\} \rightarrow \frac{1{,}03 \cdot 10^{-2} \text{ mol } H_2O}{1{,}03 \cdot 10^{-2} \text{ mol } CuSO_4} = 1$$

La fórmula del hidrato B es $CuSO_4 \cdot H_2O$.

$$\left.\begin{aligned} 0{,}927 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} = 5{,}15 \cdot 10^{-2} \text{ mol } H_2O \\ 1{,}647 \text{ g } CuSO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CuSO_4}{159{,}6 \text{ g } CuSO_4} = 1{,}03 \cdot 10^{-2} \text{ mol } CuSO_4 \end{aligned}\right\} \rightarrow \frac{5{,}15 \cdot 10^{-2} \text{ mol } H_2O}{1{,}03 \cdot 10^{-2} \text{ mol } CuSO_4} = 5$$

La fórmula del hidrato A es $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

2.18. El análisis elemental de una cierta sustancia orgánica indica que está compuesta únicamente por C, H y O. Al oxidar esta sustancia en presencia del catalizador adecuado, todo el carbono se oxida a dióxido de carbono y todo el hidrógeno a agua. Cuando se realiza esta oxidación catalítica con 1,000 g de compuesto se obtienen 0,978 g de dióxido de carbono y 0,200 g de agua. Sabiendo que la masa molecular de esta sustancia es 90 g mol^{-1}:
a) Determine la fórmula molecular del compuesto.
b) Proponga una estructura de Lewis y nombre el compuesto orgánico del que trata el problema.

(Baleares 2004) (Baleares 2015)

Relacionando las cantidades dadas con la masa molar del compuesto se puede obtener la fórmula molecular del mismo.

- El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{0{,}978 \text{ g } CO_2}{1 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44{,}0 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{90 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{0{,}200 \text{ g } H_2O}{1 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{90 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- El O contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{90 \text{ g X} - \left(2 \text{ mol C} \cdot \frac{12{,}0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(2 \text{ mol H} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right)}{1 \text{ mol X}} \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} = 4 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_2H_2O_4$.

Con esa fórmula molecular, un compuesto con dos átomos de carbono debe tener los átomos de hidrógeno unidos a sendos átomos de oxígeno formando grupos OH, y los dos átomos de oxígeno restantes deben estar unidos a los átomos de carbono mediante dobles enlaces formando grupos C=O. Por lo tanto, la única posibilidad es que el compuesto presente dos grupos carboxilo. El único compuesto posible es el ácido etanodioico u oxálico cuya fórmula semidesarrollada es COOH—COOH. Su estructura de Lewis es:

```
          :O:
           ::  ..
H:O:C : C :O:H
     ::     ..
    :O:
```

2.19. Cuando se lleva a cabo la combustión completa de 2,00 g de cierto hidrocarburo, se desprenden 6,286 g de CO_2 y 2,571 g de vapor de H_2O. Se sabe que 2,00 g de compuesto a 20 °C y 710 mmHg ocupan un volumen de 0,9195 L. Determine la fórmula molecular de dicho compuesto.

(Canarias 2004)

Suponiendo que en estado gaseoso el hidrocarburo se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{2{,}00 \text{ g} \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15) \text{ K}}{(710 \text{ mmHg}) \cdot (0{,}9195 \text{ L})} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 55{,}9 \text{ g mol}^{-1}$$

▪ El C contenido en el hidrocarburo X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{6{,}286 \text{ g } CO_2}{2 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44{,}0 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{55{,}9 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 4 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el hidrocarburo X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{2{,}571 \text{ g } H_2O}{2 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{55{,}9 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 8 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es C_4H_8.

2.20. El 68,8 % de una mezcla de bromuro de plata y sulfuro de plata es plata. Calcule la composición de la mezcla.

(Valencia 2004)

Tomando una base de cálculo de 100 g de mezcla y llamando x e y, respectivamente, a los moles de AgBr y Ag_2S en la misma, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x \text{ mol AgBr} \cdot \frac{187{,}8 \text{ g AgBr}}{1 \text{ mol AgBr}} + y \text{ mol } Ag_2S \cdot \frac{247{,}8 \text{ g } Ag_2S}{1 \text{ mol } Ag_2S} = 100 \text{ g mezcla}$$

La cantidad de plata contenida en los compuestos iniciales es:

$$x \text{ mol AgBr} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{1 \text{ mol AgBr}} + y \text{ mol } Ag_2S \cdot \frac{2 \text{ mol Ag}}{1 \text{ mol } Ag_2S} = 68{,}8 \text{ g Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{107{,}9 \text{ g Ag}}$$

Resolviendo en sistema formado por ambas ecuaciones se obtiene:

$x = 0{,}329$ mol AgBr $\qquad y = 0{,}155$ mol Ag_2S

La composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa es:

$$0{,}329\ \text{mol AgBr} \cdot \frac{187{,}8\ \text{g AgBr}}{1\ \text{mol AgBr}} \cdot 100 = 61{,}7\ \%\ \text{AgBr}$$

$$0{,}155\ \text{mol Ag}_2\text{S} \cdot \frac{247{,}8\ \text{g Ag}_2\text{S}}{1\ \text{mol Ag}_2\text{S}} \cdot 100 = 38{,}3\ \%\ \text{Ag}_2\text{S}$$

2.21. En la combustión de 0,6240 g de un compuesto orgánico que solo contiene C, H y O se obtienen 0,2160 g de agua. Todo el carbono contenido en 0,4160 g del dicho compuesto orgánico se transformó en 1,2000 g de carbonato de calcio. El compuesto orgánico es un ácido triprótico (tricarboxílico), y su sal contiene un 61,22 % de plata.
Calcule las fórmulas empírica y molecular del compuesto.

(Valencia 2004)

Teniendo en cuenta que por tratarse de un ácido tricarboxílico la sal correspondiente contendrá 3 mol de plata (Ag_3A), se puede calcular, en primer lugar, la masa molar de la sal de plata (Ag_3A):

$$\frac{3\ \text{mol Ag}}{1\ \text{mol Ag}_3\text{A}} \cdot \frac{107{,}9\ \text{g Ag}}{1\ \text{mol Ag}} \cdot \frac{1\ \text{mol Ag}_3\text{A}}{M\ \text{g Ag}_3\text{A}} = \frac{61{,}22\ \text{g Ag}}{100\ \text{g Ag}_3\text{A}} \quad \rightarrow \quad M = 528{,}7\ \text{g mol}^{-1}$$

La masa molar del ácido (H_3A) se obtiene reemplazando la plata de la sal por hidrógeno:

$$528{,}7\ \text{g Ag}_3\text{A} - \left(3\ \text{mol Ag} \cdot \frac{107{,}9\ \text{g Ag}}{1\ \text{mol Ag}}\right) + \left(3\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) = 208{,}0\ \text{g}$$

- El C se determina en forma de $CaCO_3$.

$$\frac{1{,}2000\ \text{g CaCO}_3}{0{,}4160\ \text{g H}_3\text{A}} \cdot \frac{1\ \text{mol CaCO}_3}{100{,}0\ \text{g CaCO}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CaCO}_3} \cdot \frac{208{,}0\ \text{g H}_3\text{A}}{1\ \text{mol H}_3\text{A}} = 6\frac{\text{mol C}}{\text{mol H}_3\text{A}}$$

- El H se determina en forma de H_2O.

$$\frac{0{,}2160\ \text{g H}_2\text{O}}{0{,}6240\ \text{g H}_3\text{A}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{208{,}0\ \text{g H}_3\text{A}}{1\ \text{mol H}_3\text{A}} = 8\frac{\text{mol H}}{\text{mol H}_3\text{A}}$$

- El O se determina por diferencia.

$$\frac{208{,}0\ \text{g H}_3\text{A} - \left(6\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(8\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol H}_3\text{A}}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 8\frac{\text{mol O}}{\text{mol H}_3\text{A}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_6H_8O_8$.

Simplificando la fórmula molecular se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $(C_3H_4O_4)_n$.

2.22. Un compuesto orgánico contiene un 51,613 % de oxígeno; 38,709 % de carbono y 9,677 % de hidrógeno. Calcule:
a) Su fórmula empírica.
b) Si 2,00 g de esta sustancia, ocupan 0,9866 L a 1 atm y 100 °C, ¿cuál es su fórmula molecular?

(Cádiz 2004)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{2{,}00\ \text{g} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm} \cdot 0{,}9866\ \text{L}} = 62{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular se relacionan las cantidades de cada uno de los elementos con la masa molar del compuesto X:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{38{,}709\ \text{g C}}{100\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}}\cdot\dfrac{62{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=2\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \\ \dfrac{9{,}677\ \text{g H}}{100\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}}\cdot\dfrac{62{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=6\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \\ \dfrac{51{,}613\ \text{g O}}{100\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}\cdot\dfrac{62{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=2\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: } C_2H_6O_2$$

Simplificando la fórmula molecular se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $(CH_3O)_n$.

2.23. La combustión de 5,60 g de un cicloalcano permite obtener 17,6 g de dióxido de carbono. Se sabe que la densidad del compuesto es 2,86 g L^{-1} a 1 atm y 25 °C. Determine la fórmula molecular de dicho compuesto.

(Canarias 2005)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del cicloalcano. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M=\frac{(2{,}86\ \text{g L}^{-1})\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}}=69{,}9\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El C contenido en el cicloalcano se determina en forma de CO_2:

$$\frac{17{,}6\ \text{g CO}_2}{5{,}60\ \text{g cicloalcano}}\cdot\frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2}\cdot\frac{69{,}9\ \text{g cicloalcano}}{1\ \text{mol cicloalcano}}=\frac{5\ \text{mol C}}{\text{mol cicloalcano}}$$

▪ Como los cicloalcanos son hidrocarburos cíclicos saturados, el resto del contenido del mismo es hidrógeno y se determina por diferencia:

$$\frac{\left(69{,}9\ \text{g cicloalcano}-5\ \text{mol C}\cdot\dfrac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right)\text{g H}}{1\ \text{mol cicloalcano}}\cdot\frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}}=\frac{10\ \text{mol H}}{\text{mol cicloalcano}}$$

La fórmula molecular o verdadera del cicloalcano es C_5H_{10}.

2.24. En un matraz de 0,500 L se coloca una lámina de hierro que pesa 0,279 g y se llena con oxígeno a la presión de 1,8 atm y 300 K. Tras la reacción para formar un óxido de hierro, la presión en el interior del matraz resulta ser 1,616 atm. Calcule:
a) Gramos de óxido de hierro que se han formado.
b) Fórmula de dicho óxido.

(Murcia 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre hierro y oxígeno es:

$$2x\ \text{Fe(s)}+y\ \text{O}_2\text{(g)}\rightarrow 2\ \text{Fe}_x\text{O}_y\text{(s)}$$

Al ser el oxígeno el único gas presente en el matraz, la diferencia entre las presiones inicial y final proporciona la cantidad de este consumido. Considerando comportamiento ideal:

$$n=\frac{(1{,}8-1{,}616)\ \text{atm}\cdot 0{,}5\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot 300\ \text{K}}=3{,}7\cdot 10^{-3}\ \text{mol O}_2$$

a) La masa de óxido formado se obtiene a partir de las cantidades que reaccionan:

$$0{,}279\ \text{g Fe}+\left(3{,}7\cdot 10^{-3}\ \text{mol O}_2\cdot\frac{32{,}0\ \text{g O}_2}{1\ \text{mol O}_2}\right)=0{,}397\ \text{g óxido}$$

b) Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica del óxido:

$$\left.\begin{array}{r}0{,}279\ \text{g Fe}\cdot\dfrac{1\ \text{mol Fe}}{55{,}8\ \text{g Fe}}=5{,}0\cdot10^{-3}\ \text{mol Fe}\\[2ex] 3{,}7\cdot10^{-3}\ \text{mol}\ O_2\cdot\dfrac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ O_2}=7{,}4\cdot10^{-3}\ \text{mol O}\end{array}\right\}\rightarrow\quad\frac{7{,}4\cdot10^{-3}\ \text{mol O}}{5{,}0\cdot10^{-3}\ \text{mol Fe}}=\frac{3\ \text{mol O}}{2\ \text{mol Fe}}$$

La fórmula empírica del óxido es Fe_2O_3.

> 2.25. La espinaca tiene un alto contenido en hierro (2 mg/porción de 90 g de espinaca) y también es fuente de ion oxalato, $C_2O_4^{2-}$, que se combina con los iones hierro para formar el oxalato de hierro, sustancia que impide que el organismo absorba el hierro. El análisis de una muestra de 0,109 g de oxalato de hierro indica que contiene 38,82 % de hierro. ¿Cuál es la fórmula empírica de este compuesto?
>
> *(Baleares 2005)*

El número de moles de cada una de las especies es:

$$0{,}109\ \text{g muestra}\cdot\frac{38{,}82\ \text{g Fe}}{100\ \text{g muestra}}\cdot\frac{1\ \text{mol Fe}}{55{,}8\ \text{g Fe}}=7{,}58\cdot10^{-3}\ \text{mol Fe}$$

El resto hasta 100 % corresponde al contenido de oxalato:

$$0{,}109\ \text{g muestra}\cdot\frac{61{,}18\ \text{g}\ C_2O_4^{2-}}{100\ \text{g muestra}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_2O_4^{2-}}{88{,}0\ \text{g}\ C_2O_4^{2-}}=7{,}58\cdot10^{-3}\ \text{mol}\ C_2O_4^{2-}$$

Relacionando entre sí ambas cantidades se obtiene la fórmula empírica del oxalato de hierro:

$$\frac{7{,}58\cdot10^{-3}\ \text{mol Fe}}{7{,}58\cdot10^{-3}\ \text{mol}\ C_2O_4^{2-}}=1\,\frac{\text{mol Fe}}{\text{mol}\ C_2O_4^{2-}}\quad\rightarrow\quad\text{fórmula empírica: } FeC_2O_4$$

> 2.26. La hemoglobina de los glóbulos rojos de la mayoría de los mamíferos contiene aproximadamente 0,33 % en peso de hierro. Si mediante técnicas físicas se obtiene para la misma un peso molecular de 68.000, ¿cuántos átomos hierro hay en cada molécula de hemoglobina?
>
> *(Galicia 2005) (Valencia 2015)*

Relacionando el hierro con la hemoglobina (HEM):

$$\frac{0{,}33\ \text{g Fe}}{100\ \text{g HEM}}\cdot\frac{1\ \text{mol Fe}}{55{,}8\ \text{g Fe}}\cdot\frac{68.000\ \text{g HEM}}{1\ \text{mol HEM}}=4\,\frac{\text{mol Fe}}{\text{mol HEM}}\quad\rightarrow\quad 4\ \frac{\text{átomos Fe}}{\text{molécula HEM}}$$

(En Valencia 2015 se pregunta como cuestión multirrespuesta).

> 2.27. Una mezcla de 2,6482 g de V_2O_5 y VO_2 se sometió a diferentes operaciones de laboratorio que dieron lugar a 2,248 g de V_2O_3. Calcule la composición de la mezcla inicial.
>
> *(Valencia 2005) (Castilla y León 2013)*

Llamando x e y, respectivamente, a los moles de V_2O_5 y VO_2 presentes en la mezcla se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\ \text{mol}\ V_2O_5\cdot\frac{181{,}8\ \text{g}\ V_2O_5}{1\ \text{mol}\ V_2O_5}+y\ \text{mol}\ VO_2\cdot\frac{82{,}9\ \text{g}\ VO_2}{1\ \text{mol}\ VO_2}=2{,}6482\ \text{g mezcla}\qquad\text{(ecuación 1)}$$

Las cantidades de V_2O_3 obtenidas a partir de las masas iniciales de ambos óxidos son:

$$x\ \text{mol}\ V_2O_5\cdot\frac{2\ \text{mol V}}{1\ \text{mol}\ V_2O_5}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ V_2O_3}{2\ \text{mol V}}\cdot\frac{149{,}8\ \text{g}\ V_2O_3}{1\ \text{mol}\ V_2O_3}=149{,}8\,x\ \text{g}\ V_2O_3$$

$$y \text{ mol } VO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol V}}{1 \text{ mol } VO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } V_2O_3}{2 \text{ mol V}} \cdot \frac{149{,}8 \text{ g } V_2O_3}{1 \text{ mol } V_2O_3} = 74{,}9\ y \text{ g } V_2O_3$$

A partir de los valores anteriores se puede plantear la siguiente ecuación:

$$(149{,}8\ x + 74{,}9\ y)\text{g } V_2O_3 = 2{,}248 \text{ g } V_2O_3 \qquad \text{(ecuación 2)}$$

Resolviendo el sistema formado por ambas ecuaciones se obtiene:

$$x = y = 0{,}0100 \text{ mol}$$

Las masas de óxidos de la mezcla inicial son:

$$0{,}0100 \text{ mol } V_2O_5 \cdot \frac{181{,}8 \text{ g } V_2O_5}{1 \text{ mol } V_2O_5} = 1{,}82 \text{ g } V_2O_5$$

$$0{,}0100 \text{ mol } VO_2 \cdot \frac{82{,}9 \text{ g } VO_2}{1 \text{ mol } VO_2} = 0{,}829 \text{ g } VO_2$$

La composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{1{,}812 \text{ g } V_2O_5}{2{,}6482 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 68{,}7 \text{ \% } V_2O_5$$

$$\frac{0{,}829 \text{ g } VO_2}{2{,}6482 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 31{,}3 \text{ \% } VO_2$$

2.28. Una muestra de 1,00 g de un compuesto orgánico gaseoso ocupa un volumen de 1,00 L a 200 °C y 0,440 atm. La combustión de 10,0 g de dicho compuesto da lugar a 0,455 mol de CO_2 y 0,455 mol de H_2O. Si dicho compuesto está constituido por C, H y O, se pide:
a) Obtenga sus fórmulas empírica y molecular.
b) Escriba las fórmulas de todos los isómeros posibles que se corresponden con la fórmula molecular obtenida.

(Canarias 2006)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y, simplificando esta, obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{1{,}00 \text{ g} \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (200 + 273{,}15) \text{ K}}{0{,}440 \text{ atm} \cdot 1{,}00 \text{ L}} = 88{,}2 \text{ g mol}^{-1}$$

- El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{0{,}455 \text{ mol } CO_2}{10{,}0 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{88{,}2 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 4 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{0{,}455 \text{ mol } H_2O}{10{,}0 \text{ g X}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{88{,}2 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 8 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- El O contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{88{,}2 \text{ g X} - \left(4 \text{ mol C} \cdot \frac{12{,}0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(8 \text{ mol H} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right)}{1 \text{ mol X}} \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_4H_8O_2$ y simplificándola, se obtiene su fórmula empírica o sencilla $(C_2H_4O)_n$.

b) A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos, C_4H_{10}, se deduce que el compuesto debe presentar una insaturación, por tanto, si contiene dos átomos de oxígeno los compuestos más corrientes posibles, deben ser ácidos carboxílicos y ésteres:

$CH_3–CH_2–CH_2–COOH$	ácido butanoico
$CH_3–CH(CH_3)–COOH$	ácido metilpropanoico
$CH_3–CH_2–COO–CH_3$	propanoato de metilo
$CH_3–COO–CH_2–CH_3$	acetato de etilo
$H–COO–CH_2–CH_2–CH_3$	metanoato de propilo
$H–COO–C(CH_3)_2$	metanoato de isopropilo

(El apartado b de este problema coincide con el propuesto en Cádiz 2003 y Baleares 2014).

2.29. De Sainte-Marie-aux-Mines, localidad francesa, situada en la región de Alsacia, junto a la frontera alemana, famosa por sus yacimientos mineros, ricos en minerales de cobre y plata, se ha extraído un mineral argentífero que contiene un 12,46 % de cloruro de plata, del que se obtiene este metal con un rendimiento en el proceso metalúrgico del 90,4 %. La plata obtenida se transforma en una aleación de plata cuya ley es de 916 g de Ag/1.000 g de aleación. Calcule la cantidad de aleación que se podrá obtener a partir de 2 750 kg de mineral.

(Murcia 2006)

La masa de AgCl contenida en el mineral es:

$$2\,750 \text{ kg mineral} \cdot \frac{10^3 \text{ g mineral}}{1 \text{ kg mineral}} \cdot \frac{12{,}46 \text{ g AgCl}}{100 \text{ g mineral}} = 3{,}43 \cdot 10^5 \text{ g AgCl}$$

La masa de Ag que se puede extraer del AgCl es:

$$3{,}43 \cdot 10^5 \text{ g AgCl} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143{,}4 \text{ g AgCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{1 \text{ mol AgCl}} \cdot \frac{107{,}9 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 2{,}58 \cdot 10^5 \text{ g Ag}$$

Considerando un rendimiento del 90,4 %:

$$2{,}58 \cdot 10^5 \text{ g Ag} \cdot \frac{90{,}4 \text{ g Ag (real)}}{100 \text{ g Ag (teórico)}} = 2{,}33 \cdot 10^5 \text{ g Ag}$$

La masa de aleación que se puede fabricar con la Ag obtenida es:

$$2{,}33 \cdot 10^5 \text{ g Ag} \cdot \frac{1.000 \text{ g aleación}}{916 \text{ g Ag}} \cdot \frac{1 \text{ kg aleación}}{1.000 \text{ g aleación}} = 254 \text{ kg aleación}$$

2.30. Cierto compuesto orgánico solo contiene C, H y O, y cuando se produce la combustión de 10,0 g del mismo, se obtienen 8,18 g de agua y 11,4 L de dióxido de carbono medidos a la presión de 740 mmHg y 25 °C. Además se sabe que 9,20 g de dicho compuesto ocupan un volumen de 14.911 mL medidos a la presión de 250 mmHg y 300 °C.
a) Determine las fórmulas empírica y molecular de este compuesto.
b) Formule y nombre dos compuestos orgánicos compatibles con la fórmula molecular obtenida.

(Preselección Valencia 2006)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso existe comportamiento ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M=\frac{9{,}20\ \text{g}\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(300+273{,}15)\ \text{K}}{(250\ \text{mmHg})\cdot(14.911\ \text{mL})}\cdot\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}}\cdot\frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}}=88{,}2\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2. Considerando comportamiento ideal, el número de moles de CO_2 y de C en la muestra analizada es:

$$n=\frac{740\ \text{mmHg}\cdot 11{,}4\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}\cdot\frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}}=0{,}454\ \text{mol CO}_2$$

$$\frac{0{,}454\ \text{mol CO}_2}{10{,}0\ \text{g X}}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2}\cdot\frac{88{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=4\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{8{,}18\ \text{g H}_2\text{O}}{10{,}0\ \text{g X}}\cdot\frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}}\cdot\frac{88{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=8\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El O contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{88{,}2\ \text{g X}-\left(4\ \text{mol C}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right)-\left(8\ \text{mol H}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}=2\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_4H_8O_2$ y simplificándola, se obtiene su fórmula empírica o sencilla $(C_2H_4O)_n$.

b) Los compuestos con esa fórmula molecular presentan una insaturación (doble enlace) ya que, el hidrocarburo saturado de cuatro carbonos tendría por fórmula molecular C_4H_{10}. Podría tratarse, entre otros, de un ácido carboxílico o bien de un éster, por lo que dos compuestos compatibles con esa fórmula podrían ser:

$CH_3–CH_2–CH_2–COOH$ (ácido butanoico) $CH_3–COO–CH_2–CH_3$ (acetato de etilo)

2.31. Las proteínas se encargan de la formación y mantenimiento de la maquinaria estructural y catalítica de la célula viva. Si se consumen más proteínas de las necesarias, los aminoácidos en exceso experimentan la desaminación (pierden los grupos amino), los residuos libres de nitrógeno se utilizan para completar los depósitos de grasas e hidratos de carbono y el nitrógeno se elimina, a través de la orina, en forma de amoníaco, urea y ácido úrico. En estas operaciones el hígado desarrolla un papel fundamental.
La mayoría de los animales acuáticos, incluyendo muchos peces, pero no todos, excretan simplemente amoníaco, sin transformarlo. En los anfibios y en los mamíferos se forma preferentemente urea, y en los reptiles y aves, ácido úrico.
Suponiendo que en un ser vivo se produce la desaminación de 2,00 g diarios de ácido glutámico, $C_5H_9NO_4$, y que el 5,00 % del nitrógeno total se transforma en amoníaco, NH_3, el 60,0 % en urea, CH_4N_2O, y el 5,00 % en ácido úrico, $C_5H_4N_4O_3$, calcule la cantidad máxima diaria, expresada en mg, de estos tres componentes presentes en la orina.

(Valencia 2006)

La masa de nitrógeno contenida en los 2,00 g de ácido glutámico ($C_5H_9NO_4$) es:

$$2{,}00\ \text{g C}_5\text{H}_9\text{NO}_4\cdot\frac{1\ \text{mol C}_5\text{H}_9\text{NO}_4}{147{,}0\ \text{g C}_5\text{H}_9\text{NO}_4}\cdot\frac{1\ \text{mol N}}{1\ \text{mol C}_5\text{H}_9\text{NO}_4}\cdot\frac{10^3\ \text{mmol N}}{1\ \text{mol N}}=13{,}6\ \text{mmol N}$$

▪ Si el 5,00 % del nitrógeno total se convierte en amoníaco (NH_3):

$$13{,}6\ \text{mmol N} \cdot \frac{5{,}00\ \text{mmol N (transformado)}}{100\ \text{mmol N (total)}} \cdot \frac{1\ \text{mmol NH}_3}{1\ \text{mmol N}} \cdot \frac{17{,}0\ \text{mg NH}_3}{1\ \text{mmol NH}_3} = 11{,}6\ \text{mg NH}_3$$

▪ Si el 60,0 % del nitrógeno total se convierte en urea (CH_4N_2O)

$$13{,}6\ \text{mmol N} \cdot \frac{60{,}0\ \text{mmol N (transf.)}}{100\ \text{mmol N (total)}} \cdot \frac{1\ \text{mmol CH}_4\text{N}_2\text{O}}{2\ \text{mmol N}} \cdot \frac{60{,}0\ \text{mg CH}_4\text{N}_2\text{O}}{1\ \text{mmol CH}_4\text{N}_2\text{O}} = 245\ \text{mg CH}_4\text{N}_2\text{O}$$

▪ Si el 5,00 % del nitrógeno total se convierte en ácido úrico ($C_5H_4N_4O_3$):

$$13{,}6\ \text{mmol N} \cdot \frac{5{,}00\ \text{mmol N (transf.)}}{100\ \text{mmol N (total)}} \cdot \frac{1\ \text{mmol C}_5\text{H}_4\text{N}_4\text{O}_3}{4\ \text{mmol N}} \cdot \frac{168{,}0\ \text{mg C}_5\text{H}_4\text{N}_4\text{O}_3}{1\ \text{mmol C}_5\text{H}_4\text{N}_4\text{O}_3} = 29\ \text{mg C}_5\text{H}_4\text{N}_4\text{O}_3$$

2.32. El volumen molar de la plata sólida es 10,3 $cm^3\ mol^{-1}$. Sabiendo que solo un 74,0 % del volumen total de un trozo de plata metálica está ocupado por átomos de plata (suponiendo que el resto es espacio vacío que queda entre los átomos), calcule el radio de un átomo de plata.

(Canarias 2007)

A partir del volumen molar se puede obtener el volumen que ocupa un átomo de plata:

$$10{,}3\ \frac{\text{cm}^3}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos}} = 1{,}71 \cdot 10^{-23}\ \frac{\text{cm}^3}{\text{átomo}}$$

Como los átomos de plata solo aprovechan el 74,0 % del espacio de la red cristalina, el volumen efectivo que ocupa un átomo de plata es:

$$1{,}71 \cdot 10^{-23}\ \frac{\text{cm}^3}{\text{átomo}} \cdot \frac{74{,}0\ \text{cm}^3\ \text{(efectivo)}}{100\ \text{cm}^3\ \text{(total)}} = 1{,}27 \cdot 10^{-23}\ \frac{\text{cm}^3}{\text{átomo}}$$

Si se considera que los átomos de plata son esféricos, el radio de los mismos, expresado en Å, es:

$$R = \sqrt[3]{\frac{3V}{4\pi}} = \sqrt[3]{\frac{3 \cdot (1{,}27 \cdot 10^{-23}\ \text{cm}^3)}{4\pi}} = 1{,}45 \cdot 10^{-8}\ \text{cm} \cdot \frac{1\ \text{Å}}{10^{-8}\ \text{cm}} = 1{,}45\ \text{Å}$$

2.33. La combustión completa de 3,00 g de un alcohol produce 7,135 g de CO_2 y 3,65 g de H_2O. Se sabe que dicho alcohol posee un átomo de carbono asimétrico (carbono quiral) y que en estado gaseosouna muestra de 3,00 g del mismo ocupan 1,075 L a 25 °C y 700 mmHg. Determine su fórmula molecular y su fórmula estructural.

(Canarias 2007)

Suponiendo que en estado gaseoso el alcohol se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{3{,}00\ \text{g} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{(700\ \text{mmHg}) \cdot (1{,}075\ \text{L})} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 74{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El C contenido en el alcohol (ROH) se determina en forma de CO_2:

$$\frac{7{,}135\ \text{g CO}_2}{3{,}00\ \text{g ROH}} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{74{,}0\ \text{g ROH}}{1\ \text{mol ROH}} = 4\ \frac{\text{mol C}}{\text{mol ROH}}$$

▪ El H contenido en el alcohol ROH se determina en forma de H_2O:

$$\frac{3{,}65\ \text{g H}_2\text{O}}{3{,}00\ \text{g ROH}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{74{,}0\ \text{g ROH}}{1\ \text{mol ROH}} = 10\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol ROH}}$$

▪ El O contenido en el alcohol ROH se determina por diferencia:

$$\frac{74{,}0\ \text{g X} - \left(4\ \text{mol C}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(10\ \text{mol H}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol ROH}}\ \text{g O}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 1\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol ROH}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_4H_{10}O$.

A la vista de la fórmula molecular, se trata de un alcohol saturado de 4 carbonos, uno de los cuales es un carbono asimétrico, es decir, que tiene cuatro sustituyentes diferentes. Esa fórmula se corresponde con el 2-butanol, cuya fórmula estructural es:

2.34. Al quemar completamente 2,16 g de una cetona saturada se obtienen 2,7 L de CO_2 medidos en condiciones normales.
a) Calcule el peso molecular de la cetona.
b) Indique cuál es su fórmula desarrollada y nómbrela.
c) Justifique si tiene isómeros y en caso afirmativo, formúlelos y nómbrelos.

(Galicia 2007)

a) La fórmula empírica de una cetona saturada es $C_nH_{2n}O$. Al quemar un compuesto carbonílico se producen siempre CO_2 y H_2O, de acuerdo con la ecuación (parcialmente ajustada):

$$C_nH_{2n}O(l) + O_2(g) \rightarrow n\ CO_2(g) + n\ H_2O(l)$$

Por lo que, 1 mol de $C_nH_{2n}O$ produce n mol de CO_2.

Teniendo en cuenta que 1 mol de gas en condiciones normales ocupa 22,4 L, entonces el volumen de CO_2 producido será de 22,4 n L, por tanto, la masa molar de la cetona es:

$$C_nH_{2n}O \rightarrow 12{,}0\,n + 2{,}0\,n + 16{,}0 = (14{,}0\,n + 16{,}0)\ \text{g mol}^{-1}$$

Relacionando CO_2 con cetona:

$$2{,}7\ \text{L CO}_2\cdot\frac{1\ \text{mol CO}_2}{22{,}4\ \text{L CO}_2}\cdot\frac{1\ \text{mol C}_n\text{H}_{2n}\text{O}}{n\ \text{mol CO}_2}\cdot\frac{(14{,}0\,n + 16{,}0)\ \text{g C}_n\text{H}_{2n}\text{O}}{1\ \text{mol C}_n\text{H}_{2n}\text{O}} = 2{,}16\ \text{g C}_n\text{H}_{2n}\text{O} \quad\rightarrow\quad n = 4$$

La masa molar de la cetona es $M = (14{,}0\cdot 4) + 16{,}0 = 72{,}0\ \text{g mol}^{-1}$.

b) Se trata de una cetona a la que corresponde una fórmula molecular C_4H_8O, cuya fórmula semidesarrollada es $CH_3{-}CO{-}CH_2{-}CH_3$, y su nombre es butanona.

c) Considerando solo los isómeros de cadena abierta, además de la butanona existen 14, aldehídos (2), alcoholes insaturados no ramificados (6), alcoholes insaturados ramificados (2), éteres insaturados no ramificados (3) y éteres insaturados ramificados (1):

$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CHO$	butanal	$CH_3{-}CH(CH_3){-}CH_3$	2-metilpropanal
$CHOH{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$	1-buten-1-ol	$CH_2OH{-}CH = CH{-}CH_3$	2-buten-1-ol
$CH_2OH{-}CH_2{-}CH = CH_2$	3-buten-1-ol	$CH_2 = COH{-}CH_2{-}CH_3$	1-buten-2-ol
$CH_3{-}COH = CH{-}CH_3$	2-buten-2-ol	$CH_3{-}CHOH{-}CH = CH_2$	3-buten-2-ol
$CHOH = C(CH_3){-}CH_3$	metil-1-propen-1-ol	$CH_2OH{-}C(CH_3) = CH_2$	metil-2-propen-1-ol
$CH_3{-}CH_2{-}O{-}CH = CH_2$	etoxieteno	$CH_3{-}O{-}CH = CH{-}CH_3$	metoxi-1-propeno
$CH_3{-}O{-}CH_2{-}CH = CH_2$	metoxi-2-propeno	$CH_3{-}O{-}C(CH_3) = CH_2$	metoxi-metileteno

2.35. De un compuesto químico gaseoso A, formado exclusivamente por C y H, se sabe que 0,9226 g de C están combinados con 0,0774 g de H y que su masa molar es 26,04 g mol^{-1}. Otro compuesto químico B, también formado exclusivamente por C y H, es una sustancia líquida cuya masa molar es 78,11 g mol^{-1}, y que contiene 2,3065 g de C combinados con 0,1935 g de H. Calcule las fórmulas empíricas y moleculares de los compuestos químicos A y B.

(Castilla y León 2007)

▪ Compuesto A. La relación entre las cantidades de ambos elementos permite obtener la fórmula empírica:

$$\frac{0{,}0774\ \text{g H}}{0{,}9226\ \text{g C}}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\cdot\frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}}=1\frac{\text{mol H}}{\text{mol C}}\quad\rightarrow\quad \text{fórmula empírica: } (\text{CH})_n$$

Con la masa molar se puede obtener la fórmula molecular:

$$26{,}04\ \text{g A}=n\left(1\ \text{mol C}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}+1\ \text{mol H}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)\rightarrow n=2\ \rightarrow\ \text{fórmula molecular: } C_2H_2$$

▪ Compuesto B. La relación entre las cantidades de ambos elementos permite obtener la fórmula empírica:

$$\frac{0{,}1935\ \text{g H}}{2{,}3065\ \text{g C}}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\cdot\frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}}=1\frac{\text{mol H}}{\text{mol C}}\quad\rightarrow\quad \text{fórmula empírica: } (\text{CH})_n$$

Con la masa molar se puede obtener la fórmula molecular:

$$78{,}11\ \text{g B}=n\left(1\ \text{mol C}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}+1\ \text{mol H}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)\rightarrow n=6\ \rightarrow\ \text{fórmula molecular: } C_6H_6$$

2.36. En un tiempo, los bifenilos policlorados (PCB) fueron ampliamente usados en la industria química, pero se encontró que representaban un riesgo para la salud y el medio ambiente. Los PCB contienen solamente carbono, hidrógeno y cloro. El Aroclor-1254 es un PCB con masa molar de 360,88 g mol^{-1}. La combustión de 1,5200 g de Aroclor-1260 produce 2,2240 g de CO_2(g) mientras que la combustión de 2,5300 g produce 0,2530 g de H_2O.
a) Calcule cuántos átomos de cloro contiene una molécula de Aroclor-1254.
b) Escriba la fórmula empírica del compuesto.
c) Calcule el porcentaje en peso de cloro que contiene el compuesto.
d) Dibuje la estructura molecular del compuesto.

(Preselección Valencia 2007)

a-b) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del Aroclor y simplificando esta obtener la fórmula empírica.

▪ El C contenido en el Aroclor se determina en forma de CO_2.

$$\frac{2{,}2240\ \text{g CO}_2}{1{,}5200\ \text{g Aroclor}}\cdot\frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2}\cdot\frac{360{,}88\ \text{g Aroclor}}{1\ \text{mol Aroclor}}=12\frac{\text{mol C}}{\text{mol Aroclor}}$$

▪ El H contenido en el Aroclor se determina en forma de H_2O.

$$\frac{0{,}2530\ \text{g H}_2\text{O}}{2{,}5300\ \text{g Aroclor}}\cdot\frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}}\cdot\frac{360{,}88\ \text{g Aroclor}}{1\ \text{mol Aroclor}}=4\frac{\text{mol H}}{\text{mol Aroclor}}$$

▪ El Cl contenido en el Aroclor se determina por diferencia.

$$\frac{360{,}88\ \text{g Aroclor}-\left(12\ \text{mol C}\cdot\frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right)-\left(4\ \text{mol H}\cdot\frac{1\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol Aroclor}}\ \text{g Cl}\cdot\frac{1\ \text{mol Cl}}{35{,}5\ \text{g Cl}}=6\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Aroclor}}$$

La fórmula molecular es $C_{12}H_4Cl_6$, por lo que cada molécula de Aroclor-1254 contiene 6 átomos de Cl.

Simplificando la fórmula molecular se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $(C_6H_2O_3)_n$.

c) El porcentaje de cloro en el Aroclor-1254 es:

$$\frac{6 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol Aroclor}} \cdot \frac{35{,}5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Aroclor}}{360{,}88 \text{ g Aroclor}} 100 = 59{,}0 \text{ \% Cl}$$

d) Teniendo en cuenta que se trata de un bifenilo policlorado, la estructura molecular del compuesto es:

a la que corresponde el nombre
2,2',3,3',4,4'-hexacloro-1,1'-bifenilo (PCB)

2.37. Un compuesto orgánico está constituido por carbono, hidrógeno y oxígeno. Si se queman totalmente 2,9 g de dicho compuesto se obtienen 6,6 g de CO_2 y 2,7 g de H_2O.
a) Determine la fórmula empírica y molecular del compuesto sabiendo que los 2,9 g ocupan un volumen de 1,2 L a 1 atm y 25 °C.
b) Indique y nombre cuatro posibles fórmulas estructurales que correspondan al compuesto desconocido.
c) Sabiendo que la oxidación del compuesto desconocido da un ácido carboxílico y por reducción da un determinado alcohol, determine cuál es dicho compuesto.

(Canarias 2008)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso existe comportamiento ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{2{,}9 \text{ g} \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15) \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 1{,}2 \text{ L}} = 59 \text{ g mol}^{-1}$$

- El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{6{,}6 \text{ g } CO_2}{2{,}9 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44{,}0 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{59 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 3 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{2{,}7 \text{ g } H_2O}{2{,}9 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{59 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

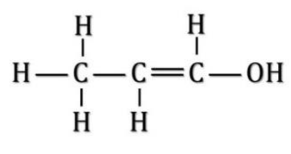
- El O contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{59 \text{ g X} - \left(3 \text{ mol C} \cdot \frac{12{,}0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(6 \text{ mol H} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right)}{1 \text{ mol X}} \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} = 1 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

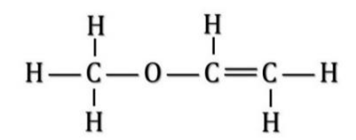
La fórmula molecular o verdadera es C_3H_6O. Como no se puede simplificar, la fórmula empírica es la misma.

b) De acuerdo con la fórmula general de los hidrocarburos saturados, C_nH_{2n+2}, la fórmula general de los alcoholes saturados será $C_nH_{2n+2}O$, ya que un átomo de H se sustituye por un grupo OH. Para $n = 3$, la fórmula debería ser C_3H_8O, como se observa una diferencia de dos átomos de H entre la fórmula molecu-

lar obtenida y la del alcohol saturado, quiere decir que existe un doble enlace en la estructura, luego compuestos posibles podrían ser, entre otros, un aldehído o una cetona, o un alcohol o un éter insaturados. Las fórmulas estructurales de cuatro compuestos compatibles con esa fórmula son:



Propanal o propionaldehído



Acetona o propanona

1-Propen-1-ol

Metoxieteno

c) Como por reducción del compuesto X se obtiene un alcohol, el compuesto X debe ser un aldehído o una cetona; pero si al oxidarlo se obtiene un ácido carboxílico debe tratarse de un aldehído, ya que la función oxigenada debe encontrase en un átomo de carbono primario.

- Compuesto X → Propanal
- Alcohol procedente de la reducción de X → 1-Propanol
- Ácido procedente de la oxidación de X → Propanoico

2.38. En un laboratorio se extrae un aceite de las hojas de menta, partir del cual se ha aislado un alcohol secundario saturado conocido como mentol que se emplea en medicina y en algunos cigarrillos porque posee un efecto refrescante sobre las mucosas. Una muestra de 100,5 mg se quema totalmente produciendo 282,9 mg de $CO_2(g)$ y 115,9 mg de $H_2O(g)$
a) Determine la fórmula empírica del mentol. Mediante la medida del descenso crioscópico del mentol en alcanfor, se ha podido averiguar que la masa molar del mentol es 156 g mol^{-1}, ¿cuál es la fórmula molecular del mentol?
b) Ajuste la reacción de combustión del mentol y calcule la cantidad (en moles) de $O_2(g)$ necesaria para quemar esos 100,5 mg de mentol.
c) Calcule el volumen de aire, a 25 °C y 1 atm, necesario para quemar los 100,5 mg de mentol teniendo en cuenta que el aire contiene un 21 % en volumen de dioxígeno.

(Murcia 2008) (Preselección Valencia 2016)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica.

- El C contenido en el mentol (ME)se determina en forma de CO_2:

$$\frac{282{,}9 \text{ mg } CO_2}{100{,}5 \text{ mg ME}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } CO_2}{44{,}0 \text{ mg } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mmol C}}{1 \text{ mmol } CO_2} \cdot \frac{156 \text{ mg ME}}{1 \text{ mmol ME}} = 10 \frac{\text{mmol C}}{\text{mmol ME}}$$

- El H contenido en el mentol se determina en forma de H_2O:

$$\frac{115{,}9 \text{ mg } H_2O}{100{,}5 \text{ mg ME}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } H_2O}{18{,}0 \text{ mg } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mmol H}}{1 \text{ mmol } H_2O} \cdot \frac{156 \text{ mg ME}}{1 \text{ mmol ME}} = 20 \frac{\text{mmol H}}{\text{mmol ME}}$$

- El O contenido en el mentol se determina por diferencia:

$$\frac{156 \text{ mg ME} - \left(10 \text{ mmol C} \cdot \frac{12{,}0 \text{ mg C}}{1 \text{ mmol C}}\right) - \left(20 \text{ mmol H} \cdot \frac{1{,}0 \text{ mg H}}{1 \text{ mmol H}}\right)}{1 \text{ mmol ME}} \text{mg O} \cdot \frac{1 \text{ mmol O}}{16{,}0 \text{ mg O}} = 1 \frac{\text{mmol O}}{\text{mmol ME}}$$

La fórmula molecular o verdadera del mentol es $C_{10}H_{20}O$.

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de combustión del mentol es:

$$2\ C_{10}H_{20}O(g) + 29\ O_2(g) \rightarrow 20\ CO_2(g) + 20\ H_2O(l)$$

Relacionando $C_{10}H_{20}O$ con O_2:

$$100{,}5\ \text{mg}\ C_{10}H_{20}O \cdot \frac{1\ \text{g}\ C_{10}H_{20}O}{10^3\ \text{mg}\ C_{10}H_{20}O} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_{10}H_{20}O}{156\ \text{g}\ C_{10}H_{20}O} \cdot \frac{29\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ C_{10}H_{20}O} = 9{,}34 \cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ O_2$$

c) Considerando comportamiento ideal, el volumen de O_2 que se consume es:

$$V = \frac{(9{,}34 \cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ O_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 0{,}228\ \text{L}\ O_2$$

Relacionando O con aire:

$$0{,}228\ \text{L}\ O_2 \cdot \frac{100\ \text{L aire}}{21\ \text{L}\ O_2} = 1{,}1\ \text{L aire}$$

(En Murcia 2008 solo se pregunta el apartado a).

2.39. La combustión de 0,216 g de un compuesto formado por C, H y O produce 0,412 g de CO_2 y 0,253 g de H_2O.
a) Obtenga la fórmula empírica de este compuesto.
b) Escriba la fórmula estructural, y su correspondiente nombre químico, de dos posibles isómeros del compuesto.
c) Indique, en cada uno de los isómeros, la hibridación de los orbitales de los átomos de C y O.
d) Escriba la ecuación de combustión del compuesto.

(Galicia 2008)

a) El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2:

$$0{,}412\ \text{g}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 9{,}36 \cdot 10^{-3}\ \text{mol C}$$

▪ El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$0{,}253\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 2{,}81 \cdot 10^{-2}\ \text{mol H}$$

▪ El O contenido en el compuesto se determina por diferencia:

$$0{,}216\ \text{g X} - \left(9{,}36 \cdot 10^{-3}\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(2{,}81 \cdot 10^{-2}\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) = 0{,}0756\ \text{g O}$$

$$0{,}0756\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 4{,}72 \cdot 10^{-3}\ \text{mol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{9{,}36 \cdot 10^{-3}\ \text{mol C}}{4{,}72 \cdot 10^{-3}\ \text{mol O}} = 2\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \\ \dfrac{2{,}81 \cdot 10^{-2}\ \text{mol H}}{4{,}72 \cdot 10^{-3}\ \text{mol O}} = 6\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } C_2H_6O$$

b) Las fórmulas estructurales de dos posibles isómeros son:

Alcohol etílico o etanol — Dimetiléter o metoximetano

c) En los dos isómeros los átomos de C y O participan en enlaces sencillos, por lo tanto, el tipo de hibridación que permite explicar las propiedades de ambos compuestos tendrá que ser: hibridación sp^3, en todos los casos.

d) La ecuación química correspondiente a la reacción de combustión del compuesto es:

$$C_2H_6O(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

2.40. El laboratorio de control de calidad de cierta industria química efectúa análisis de materias primas que se utilizan en la fabricación de sus productos. Al analizar cierto compuesto orgánico que solo contiene carbono e hidrógeno, se determinó que en la combustión de una muestra de 0,6543 g se producen 2,130 g de dióxido de carbono y 0,6538 g de agua. Además se sabe que 0,540 g de dicho compuesto ocupan un volumen de 299,9 mL medidos a la presión de 640 mmHg y 35 °C. Determine las fórmulas empírica y molecular de este compuesto.

(Preselección Valencia 2008)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Considerando que este se comporta de forma ideal se puede calcular la masa molar del mismo:

$$M = \frac{0{,}540\ \text{g} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (35 + 273{,}15)}{(640\ \text{mmHg}) \cdot (299{,}9\ \text{mL})} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 54{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{2{,}130\ \text{g CO}_2}{0{,}6543\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{54{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O.

$$\frac{0{,}6538\ \text{g H}_2\text{O}}{0{,}6543\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{54{,}0\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular es C_4H_6. Simplificándola, se obtiene que la fórmula empírica es $(C_2H_3)_n$.

2.41. Una arcilla típica de Moró utilizada en la fabricación de baldosas de pasta roja tiene la siguiente composición:

Sustancia	SiO_2	Al_2O_3	Fe_2O_3	Otras
% en peso	68,2	19,2	7,7	4,9

Calcule el % en peso de Si, Al y Fe que contiene la arcilla.

(Valencia 2008)

Tomando como base de cálculo 100 g de arcilla, los porcentajes de cada uno de los elementos seleccionados son:

$$\frac{68{,}2\ \text{g SiO}_2}{100\ \text{g arcilla}}\cdot\frac{1\ \text{mol SiO}_2}{60{,}0\ \text{g SiO}_2}\cdot\frac{1\ \text{mol Si}}{1\ \text{mol SiO}_2}\cdot\frac{28{,}0\ \text{g Si}}{1\ \text{mol Si}}\cdot 100 = 31{,}8\ \%\ \text{Si}$$

$$\frac{19{,}2\ \text{g Al}_2\text{O}_3}{100\ \text{g arcilla}}\cdot\frac{1\ \text{mol Al}_2\text{O}_3}{102{,}0\ \text{g Al}_2\text{O}_3}\cdot\frac{2\ \text{mol Al}}{1\ \text{mol Al}_2\text{O}_3}\cdot\frac{27{,}0\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}}\cdot 100 = 10{,}2\ \%\ \text{Al}$$

$$\frac{7{,}7\ \text{g Fe}_2\text{O}_3}{100\ \text{g arcilla}}\cdot\frac{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}{159{,}8\ \text{g Fe}_2\text{O}_3}\cdot\frac{2\ \text{mol Fe}}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}\cdot\frac{55{,}9\ \text{g Fe}}{1\ \text{mol Fe}}\cdot 100 = 5{,}4\ \%\ \text{Fe}$$

2.42. Una mezcla de NaBr y Na_2SO_4 contiene un 29,96 % de Na en masa. Calcule:
a) El porcentaje en masa de cada compuesto en la mezcla.
b) El porcentaje en masa de sodio de cada compuesto.

(Córdoba 2009)

a) Llamando x e y, respectivamente, a las masas de NaBr y Na_2SO_4 contenidas en 100 g mezcla, para determinar la composición de la misma se plantean las siguientes ecuaciones:

$$x\ \text{g NaBr} + y\ \text{g Na}_2\text{SO}_4 = 100\ \text{g mezcla}$$

$$x\ \text{g NaBr}\cdot\frac{1\ \text{mol NaBr}}{102{,}9\ \text{g NaBr}}\cdot\frac{1\ \text{mol Na}}{1\ \text{mol NaBr}} + y\ \text{g Na}_2\text{SO}_4\cdot\frac{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4}{132\ \text{g Na}_2\text{SO}_4}\cdot\frac{2\ \text{mol Na}}{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4} =$$

$$= 29{,}96\ \text{g Na}\cdot\frac{1\ \text{mol Na}}{23{,}0\ \text{g Na}}$$

Como se parte de 100 g de mezcla el resultado obtenido proporciona la composición de la misma expresada como porcentaje en masa:

$x = 39{,}1\ \%\ \text{NaBr}$ $\qquad$ $y = 60{,}9\ \%\ \text{Na}_2\text{SO}_4$

b) El porcentaje de Na cada compuesto es:

$$\frac{1\ \text{mol Na}}{1\ \text{mol AgBr}}\cdot\frac{23{,}0\ \text{g Na}}{1\ \text{mol Na}}\cdot\frac{1\ \text{mol NaBr}}{102{,}9\ \text{g NaBr}}\cdot 100 = 22{,}4\ \%\ \text{Na}$$

$$\frac{2\ \text{mol Na}}{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4}\cdot\frac{23{,}0\ \text{g Na}}{1\ \text{mol Na}}\cdot\frac{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4}{132{,}0\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4}\cdot 100 = 34{,}8\ \%\ \text{Na}$$

2.43. Si se emplean cubiertos de plata, no se deben comer con ellos huevos revueltos o pasados por agua, porque lo normal es que se ennegrezcan al formarse sulfuro de plata por reacción de aquella con el azufre de los aminoácidos característicos de las proteínas del huevo. Al limpiarlos, se va el sulfuro de plata, y con ello, aunque no lo crea, varios millones de átomos de plata. Si un tenedor de 80 g de peso, con un porcentaje de plata del 85 %, después de una buena dieta a base huevos, ha combinado el 0,50 % de su plata en forma de sulfuro. Calcule:
a) El número aproximado de átomos de plata que se perderán en la limpieza del tenedor.
b) Si la plata en orfebrería tiene un precio aproximado de 10 € por gramo, ¿qué coste, sin considerar los detergentes empleados, supondrá esa limpieza?

(Murcia 2009)

a) La masa de plata que pierde el tenedor es:

$$80\ \text{g tenedor}\cdot\frac{85\ \text{g Ag}}{100\ \text{g tenedor}}\cdot\frac{0{,}50\ \text{g Ag (combinada)}}{100\ \text{g Ag (total)}} = 0{,}34\ \text{g Ag}$$

El número de átomos de plata es:

$$0{,}34\text{ g Ag}\cdot\frac{1\text{ mol Ag}}{107{,}9\text{ g Ag}}\cdot\frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ átomos Ag}}{1\text{ mol Ag}}=1{,}9\cdot10^{21}\text{ átomos Ag}$$

b) El coste en plata del lavado del tenedor es:

$$0{,}34\text{ g Ag}\cdot\frac{10\text{ €}}{1\text{ g Ag}}=3{,}4\text{ €}$$

2.44. Cierto compuesto orgánico presenta la siguiente composición centesimal (en masa): C = 62,1 %; H = 10,3 % y O = 27,6 %. Además, a 100 °C y 1 atm el compuesto se encuentra en fase gaseosa y tiene una densidad de 1,9 g L^{-1}. Determine su fórmula molecular.

(Preselección Valencia 2009)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M=\frac{(1{,}9\text{ g L}^{-1})\cdot(0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(100+273{,}15)\text{ K}}{1\text{ atm}}=58\text{ g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular de la sustancia X se relacionan las cantidades de cada elemento con la masa molar del compuesto:

$$\left.\begin{aligned}\frac{62{,}1\text{ g C}}{100\text{ g X}}\cdot\frac{1\text{ mol C}}{12{,}0\text{ g C}}\cdot\frac{58\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=3\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}\\ \frac{10{,}3\text{ g H}}{100\text{ g X}}\cdot\frac{1\text{ mol H}}{1{,}0\text{ g H}}\cdot\frac{58\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=6\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}\\ \frac{27{,}6\text{ g O}}{100\text{ g X}}\cdot\frac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}}\cdot\frac{58\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=1\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}\end{aligned}\right\}\rightarrow\quad\text{fórmula molecular: }C_3H_6O$$

2.45. Las masas atómicas relativas y la composición isotópica del magnesio y antimonio son:

^{24}Mg = 23,9850 (78,60 %) ^{25}Mg = 24,9858 (10,11 %) ^{26}Mg = 25,9826 (11,29 %)

^{121}Sb = 120,9038 (57,25 %) ^{123}Sb = 122,9042 (42,75 %)

Con estos datos calcule la masa molecular del Mg_3Sb_2.

(Valencia 2009) (Valencia 2011)

Las masas atómicas medias de los elementos Mg y Sb son, respectivamente:

$$\frac{78{,}60\text{ at }^{24}\text{Mg}\cdot\dfrac{23{,}9850\text{ u}}{\text{at }^{24}\text{Mg}}+10{,}11\text{ at }^{25}\text{Mg}\cdot\dfrac{24{,}9858\text{ u}}{\text{at }^{25}\text{Mg}}+11{,}29\text{ at }^{26}\text{Mg}\cdot\dfrac{25{,}9826\text{ u}}{\text{at }^{26}\text{Mg}}}{100\text{ at Mg}}=24{,}31\text{ u}$$

$$\frac{57{,}25\text{ at }^{121}\text{Sb}\cdot\dfrac{120{,}9038\text{ u}}{\text{at }^{121}\text{Sb}}+42{,}75\text{ at }^{123}\text{Sb}\cdot\dfrac{122{,}9042\text{ u}}{\text{at }^{123}\text{Sb}}}{100\text{ at Sb}}=121{,}76\text{ u}$$

La masa molecular del Mg_3Sb_2 es:

$$3\text{ at Mg}\cdot\frac{24{,}31\text{ u}}{\text{at Mg}}+2\text{ at Sb}\cdot\frac{121{,}76\text{ u}}{\text{at Sb}}=316{,}45\text{ u}$$

2.46. Se tomó una muestra de 0,2394 g·de un nuevo fármaco contra la malaria y se sometió a una serie de reacciones en la que todo el nitrógeno del compuesto se transformó en nitrógeno gas. Recogido este gas ocupó un volumen de 19 mL a 24 °C y 723 mmHg.
Cuando se quema una muestra de 6,478 g de este mismo fármaco se obtienen 17,57 g de CO_2 y 4,319 g de H_2O. Se sabe que el compuesto formado por carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno, y que la masa molar es de 324 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?

(Murcia 2010)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar.

- El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{17{,}57\text{ g }CO_2}{6{,}478\text{ g X}}\cdot\frac{1\text{ mol }CO_2}{44{,}0\text{ g }CO_2}\cdot\frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol }CO_2}\cdot\frac{324\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=20\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{4{,}319\text{ g }H_2O}{6{,}478\text{ g X}}\cdot\frac{1\text{ mol }H_2O}{18{,}0\text{ g }H_2O}\cdot\frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol }H_2O}\cdot\frac{324\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=24\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- Considerando comportamiento ideal para el N_2:

$$n=\frac{(723\text{ mmHg})\cdot(19\text{ mL})}{(0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(24\ +\ 273{,}15)\text{ K}}\cdot\frac{1\text{ atm}}{760\text{ mmHg}}\cdot\frac{1\text{ L}}{10^3\text{ mL}}=7{,}4\cdot10^{-4}\text{ mol }N_2$$

$$\frac{7{,}4\cdot10^{-4}\text{ mol }N_2}{0{,}2394\text{ g X}}\cdot\frac{2\text{ mol N}}{1\text{ mol }N_2}\cdot\frac{324\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=2\frac{\text{mol N}}{\text{mol X}}$$

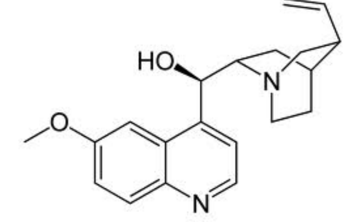
- El O contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{324\text{ g X}-\left(20\text{ mol C}\cdot\frac{12{,}0\text{ g C}}{1\text{ mol C}}\right)-\left(24\text{ mol H}\cdot\frac{1{,}0\text{ g H}}{1\text{ mol H}}\right)-\left(2\text{ mol N}\cdot\frac{14{,}0\text{ g N}}{1\text{ mol N}}\right)}{1\text{ mol X}}=32{,}0\frac{\text{g O}}{\text{mol X}}$$

$$\frac{32{,}0\text{ g O}}{\text{mol X}}\cdot\frac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}}=2\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_{20}H_{24}N_2O_2$.

Se trata de la quinina cuya fórmula estructural es:



2.47. Se sabe que los elementos presentes en la vitamina C son carbono, hidrógeno y oxígeno. En una experiencia analítica se realizó la combustión de 2,0 g de vitamina C, en presencia de la cantidad necesaria de oxígeno, y se obtuvieron 3,0 g de CO_2 y 0,816 g de H_2O.
a) Determine la fórmula empírica de la vitamina C.
b) Aunque no se dispone del dato de la masa molar de la vitamina C, se sabe que su valor está comprendido entre 150 g mol^{-1} y 200 g mol^{-1}. Determine su fórmula molecular.

(Preselección Valencia 2010)

a) El C contenido en la vitamina C se determina en forma de CO_2:

$$3{,}0\text{ g }CO_2\cdot\frac{1\text{ mol }CO_2}{44{,}0\text{ g }CO_2}\cdot\frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol }CO_2}=6{,}8\cdot10^{-2}\text{ mol C}$$

El H contenido en la vitamina C se determina en forma de H_2O:

$$0{,}816 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} = 9{,}07 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}$$

El O contenido en el compuesto se determina por diferencia:

$$2{,}0 \text{ g vit C} - \left(6{,}8 \cdot 10^{-2} \text{ mol C} \cdot \frac{12{,}0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(9{,}07 \cdot 10^{-2} \text{ mol H} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right) = 1{,}1 \text{ g O}$$

$$1{,}1 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} = 6{,}8 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}$$

Relacionando todas las cantidades con la menor se obtiene la fórmula empírica:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{6{,}8 \cdot 10^{-2} \text{ mol C}}{6{,}8 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}} = 1 \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \rightarrow \dfrac{3 \text{ mol C}}{3 \text{ mol O}} \\[2ex] \dfrac{9{,}07 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}}{6{,}8 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}} = 1{,}33 \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \rightarrow \dfrac{4 \text{ mol H}}{3 \text{ mol O}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } C_3H_4O_3$$

b) La masa molar del compuesto más sencillo es:

$$M = \left(3 \text{ mol C} \cdot \frac{12{,}0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) + \left(4 \text{ mol H} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right) + \left(3 \text{ mol O} \cdot \frac{16{,}0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}}\right) = 88{,}0 \text{ g mol}^{-1}$$

Como la masa molar de la vitamina C debe estar comprendida entre 150 y 200, esta debe ser, 176 g·mol^{-1}, el doble del valor calculado. Por lo tanto, la fórmula molecular es $C_6H_8O_6$.

2.48. La sal de Epsom es un sulfato de magnesio con una determinada cantidad de agua de cristalización, $MgSO_4 \cdot xH_2O$. Cuando se deshidratan completamente 30,0 g de sal de Epsom, a temperatura adecuada, la pérdida de masa observada es de 15,347 g. Determine el valor de x.

(Valencia 2010)

La relación molar entre H_2O y $MgSO_4$ es:

$$\frac{15{,}347 \text{ g } H_2O}{(30{,}0 - 15{,}347) \text{ g } MgSO_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{120{,}3 \text{ } MgSO_4}{1 \text{ mol } MgSO_4} = 7 \frac{\text{mol } H_2O}{\text{mol } MgSO_4} \rightarrow x = 7$$

2.49. A veces, el método gravimétrico permite descubrir nuevos compuestos. Por ejemplo, la gravimetría del ácido bórico permite revelar la existencia de un compuesto X. Al calentar el ácido bórico, se descompone en dos etapas acompañadas de disminución de masa del sólido. En la primera se produce el compuesto X y, por encima de 110 °C el compuesto X se descompone a su vez:

$H_3BO_3(s) \rightarrow X(s) + H_2O(g)$

$X(s) \rightarrow B_2O_3(s) + H_2O(g)$ (las ecuaciones no están ajustadas)

Resultados de los experimentos:

T / °C	40	110	250
m / g	6,2	4,4	3,5

Calcule la fórmula empírica del compuesto X.

(Valencia 2010)

Las masas de cada elemento contenidas en la muestra inicial de 6,2 g de H_3BO_3 son:

$$6{,}2 \text{ g } H_3BO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_3BO_3}{61{,}8 \text{ g } H_3BO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol B}}{1 \text{ mol } H_3BO_3} \cdot \frac{10{,}8 \text{ g B}}{1 \text{ mol B}} = 1{,}1 \text{ g B}$$

$$6{,}2\ \text{g}\ H_3BO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_3BO_3}{61{,}8\ \text{g}\ H_3BO_3} \cdot \frac{3\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_3BO_3} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} = 0{,}30\ \text{g H}$$

$$6{,}2\ \text{g}\ H_3BO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_3BO_3}{61{,}8\ \text{g}\ H_3BO_3} \cdot \frac{3\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ H_3BO_3} \cdot \frac{16{,}0\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}} = 4{,}8\ \text{g O}$$

La masa de H_2O que se pierde en la primera reacción es:

$$6{,}2\ \text{g}\ H_3BO_3 - 4{,}4\ \text{g X} = 1{,}8\ \text{g}\ H_2O$$

Las masas de hidrógeno y oxígeno contenidas en los 1,8 g de H_2O eliminada son:

$$1{,}8\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} = 0{,}20\ \text{g H}$$

$$1{,}8\ \text{g}\ H_2O - 0{,}20\ \text{g H} = 1{,}6\ \text{g O}$$

De acuerdo con la ley de conservación de la masa, la sustancia X está constituida por las siguientes cantidades:

$$0{,}30\ \text{g H (inicial)} - 0{,}20\ \text{g H (eliminado)} = 0{,}10\ \text{g H (en X)}$$

$$4{,}8\ \text{g O (inicial)} - 1{,}6\ \text{g O (eliminado)} = 3{,}2\ \text{g H (en X)}$$

$$1{,}1\ \text{g B (inicial)} - 0{,}0\ \text{g B (eliminado)} = 1{,}1\ \text{g B (en X)}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla de X:

$$\left.\begin{aligned} 1{,}1\ \text{g B} \cdot \frac{1\ \text{mol B}}{10{,}8\ \text{g B}} &= 0{,}10\ \text{mol B} \\ 0{,}10\ \text{g H} \cdot \frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} &= 0{,}10\ \text{mol H} \\ 3{,}2\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} &= 0{,}20\ \text{mol O} \end{aligned}\right\} \rightarrow \left\{\begin{aligned} \frac{0{,}20\ \text{mol O}}{0{,}10\ \text{mol B}} &= \frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol B}} \\ \frac{0{,}10\ \text{mol H}}{0{,}10\ \text{mol B}} &= \frac{1\ \text{mol H}}{1\ \text{mol B}} \end{aligned}\right\} \rightarrow \text{Fórmula empírica: } HBO_2$$

2.50. En la combustión de 0,785 g de una sustancia orgánica que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno se forman 1,50 g de CO_2 y 0,921 g de H_2O. Para determinar su masa molecular se vaporizan 0,206 g del compuesto observándose que ocupan 108 cm^3 recogidos sobre agua a 14 °C y 756 mmHg. La presión de vapor del agua a esta temperatura es 11,8 mmHg.
a) Calcule razonadamente la fórmula molecular de esta sustancia en base a los datos obtenidos en los experimentos descritos.
b) Formule y nombre dos sustancias con fórmula molecular igual a la calculada e indique el tipo de isomería que se da entre ellas.
c) Uno de los compuestos reacciona con el ácido etanoico y también con oxidantes fuertes. Escriba las reacciones y nombre los compuestos resultantes.

(País Vasco 2010)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular directamente la fórmula molecular del compuesto X. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, y que además se encuentra húmedo, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{0{,}206\ \text{g} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (14 + 273{,}15)\ \text{K}}{(756 - 11{,}8)\ \text{mmHg} \cdot (108\ \text{cm}^3)} \cdot \frac{756\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3}{1\ \text{L}} = 45{,}9\ \text{g mol}^{-1}$$

a) El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{1{,}50\ \text{g}\ CO_2}{0{,}785\ \text{g X}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2}\cdot\frac{45{,}9\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=2\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{0{,}921\ \text{g}\ H_2O}{0{,}785\ \text{g X}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}\cdot\frac{45{,}9\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=6\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El O contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{45{,}9\ \text{g X}-\left(2\ \text{mol C}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right)-\left(6\ \text{mol H}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\text{g O}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}=1\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es C_2H_6O.

b) De acuerdo con la fórmula general de los hidrocarburos saturados, C_nH_{2n+2}, la fórmula general de los alcoholes saturados será $C_nH_{2n+2}O$, ya que un átomo de H se sustituye por un grupo OH. Para $n = 2$, la fórmula debería ser C_2H_6O.

Dos sustancias compatibles con esa fórmula molecular serían los isómeros de función:

etanol → $CH_3–CH_2OH$ metoximetano → $CH_3–O–CH_3$

c) El único de los dos compuestos capaz de reaccionar con el ácido etanoico es el etanol (esterificación). La ecuación química correspondiente a dicha reacción es:

$CH_3–CH_2OH + CH_3–CH_2OH \rightarrow CH_3–COO–CH_2–CH_3 + H_2O$
acetato de etilo

La reaccióndе oxidación del etanol (alcohol primario) produce el correspondiente aldehído. La ecuación química correspondiente a dicha reacción es:

$CH_3–CH_2OH$ + oxidante → $CH_3–CHO$
etanal

2.51. La reacción entre 50 g de aluminio en polvo y en exceso de bromo líquido produce 494 g de un compuesto. Deduzca:
a) El tipo de reacción y la masa de bromo en este compuesto.
b) La fórmula molecular del compuesto si su masa molar es de 534 g mol^{-1}.

(Baleares 2010)

a) La reacción entre Al(s) y Br_2(l) debe ser de oxidación-reducción. En la misma:

- Al se debe de oxidar a Al^{3+}
- Br se debe reducir a Br^-.

De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier, la masa de Br contenida en el compuesto es:

494 g compuesto – 50 g Al = 444 g Br

b) Para obtener la fórmula molecular del compuesto X:

$$\left.\begin{array}{l}\dfrac{50\ \text{g Al}}{494\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}}\cdot\dfrac{534\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=2\dfrac{\text{mol Al}}{\text{mol X}}\\[2ex] \dfrac{444\ \text{g Br}}{494\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol Br}}{79{,}9\ \text{g Br}}\cdot\dfrac{534\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=6\dfrac{\text{mol Br}}{\text{mol X}}\end{array}\right\}\quad\rightarrow\quad\text{fórmula molecular: } Al_2Br_6$$

2.52. Un compuesto de bario y oxígeno de fórmula desconocida se descompone térmicamente liberando 366 mL de oxígeno, medidos a 273,1 K y 1 atm de presión, y un residuo de 2,5 g de BaO puro. Indique la fórmula empírica del compuesto desconocido y su masa inicial.

(Baleares 2011)

La ecuación química correspondiente a la reacción del compuesto desconocido es:

$$Ba_xO_y(s) \rightarrow BaO(s) + O_2(g)$$

Considerando comportamiento ideal, la cantidad de oxígeno liberado es:

$$366\ \text{mL}\ O_2\cdot\frac{1\ \text{L}\ O_2}{10^3\ \text{mL}\ O_2}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ O_2}{22{,}4\ \text{L}\ O_2}\cdot\frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ O_2}=3{,}27\cdot10^{-2}\ \text{mol O}$$

La cantidad de bario que contiene el residuo de BaO es:

$$2{,}5\ \text{g BaO}\cdot\frac{1\ \text{mol BaO}}{153{,}5\ \text{g BaO}}\cdot\frac{1\ \text{mol Ba}}{1\ \text{mol BaO}}=1{,}6\cdot10^{-2}\ \text{mol Ba}$$

La relación molar entre ambos elementos es:

$$\frac{3{,}27\cdot10^{-2}\ \text{mol O}}{1{,}6\cdot10^{-2}\ \text{mol Ba}}=2\frac{\text{mol O}}{\text{mol Ba}}\quad\rightarrow\quad\text{Fórmula: } BaO_2$$

De acuerdo con ley de conservación de la masa de Lavoisier, la masa de muestra inicial debe ser:

$$2{,}5\ \text{g BaO}+3{,}27\cdot10^{-2}\ \text{mol O}\cdot\frac{16{,}0\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}}=3{,}0\ \text{g}\ BaO_2$$

(Ha sido necesario corregir un dato del enunciado para evitar que saliera un resultado absurdo en la resolución del problema).

2.53. Se sabe que los elementos presentes en el limoneno son carbono e hidrógeno. A partir de 10 kg de limones se extrajeron 240 g de limoneno. En la combustión de 2,56 g de limoneno, con la cantidad necesaria de oxígeno, se obtuvieron 8,282 g de CO_2 y 2,711 g de H_2O.
a) Determine la fórmula empírica del limoneno.
b) Aunque no se dispone del dato de la masa molar del limoneno, se sabe que su valor está comprendido entre 120 g mol^{-1} y 150 g mol^{-1}. Determine su fórmula molecular.

(Preselección Valencia 2011)

a) El C contenido en el limoneno se determina en forma de CO_2:

$$8{,}282\ \text{g}\ CO_2\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2}=0{,}188\ \text{mol C}$$

El H contenido en el limoneno se determina en forma de H_2O:

$$2{,}711\ \text{g}\ H_2O\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}=0{,}301\ \text{mol H}$$

Relacionando ambas las cantidades se obtiene la fórmula empírica:

$$\frac{0{,}301 \text{ mol H}}{0{,}188 \text{ mol C}} = 1{,}6\frac{\text{mol H}}{\text{mol C}} \rightarrow \frac{16 \text{ mol H}}{10 \text{ mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } C_{10}H_{16}$$

b) La masa molar del compuesto más sencillo es:

$$M = 10 \text{ mol C} \cdot (12 \text{ g mol}^{-1}) + 16 \text{ mol H} \cdot (12 \text{ g mol}^{-1}) = 136 \text{ g mol}^{-1}$$

Como la masa molar del limoneno debe estar comprendida entre 120 y 150, entonces la fórmula molecular coincide con la empírica. La fórmula estructural del limoneno es:

2.54. La esmeralda es una piedra preciosa de color verde, variedad del mineral denominado berilo, cuya fórmula es $Be_3Al_2Si_6O_{18}$. Es muy valorada debido a su rareza, pues desde la antigüedad se descubrieron piedras preciosas de color verde como la malaquita, pero la esmeralda es la única cristalina. Su nombre significa piedra verde y su verde es tan especial que en su honor, se le denomina verde esmeralda. El mayor productor de esmeraldas en el mundo es Colombia seguido por Brasil. Su color es más o menos intenso debido a la variación entre el número de átomos de berilio y aluminio.
Para una esmeralda de 10 quilates (1 quilate = 200 mg), calcule:
a) Los moles de átomos de berilio.
b) El total de átomos de oxígeno.
c) Porcentaje de aluminio y silicio.
d) Ordene todos los elementos que forman la esmeralda, de acuerdo a su radio y electronegatividad.

(Murcia 2011) (Castilla-La Mancha 2017)

El número de moles de esmeralda es:

$$10 \text{ quilates} \cdot \frac{200 \text{ mg}}{1 \text{ quilate}} \cdot \frac{1 \text{ g}}{10^3 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}}{537{,}0 \text{ g } Be_3Al_2Si_6O_{18}} = 3{,}7 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}$$

a) El número de moles de átomos de berilio en la muestra es:

$$3{,}7 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18} \cdot \frac{3 \text{ mol Be}}{1 \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}} = 1{,}1 \cdot 10^{-2} \text{ mol Be}$$

b) El número de átomos de oxígeno en la muestra es:

$$3{,}7 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18} \cdot \frac{18 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}} = 6{,}7 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}$$

$$6{,}7 \cdot 10^{-2} \text{ mol O} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = 4{,}0 \cdot 10^{22} \text{ átomos O}$$

c) El porcentaje (en masa) de Al y Si en la esmeralda es:

$$\frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}}{537{,}0 \text{ g } Be_3Al_2Si_6O_{18}} \cdot \frac{27{,}0 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} \cdot 100 = 10{,}1 \text{ \% Al}$$

$$\frac{6 \text{ mol Si}}{1 \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}}{537{,}0 \text{ g } Be_3Al_2Si_6O_{18}} \cdot \frac{28{,}0 \text{ g Si}}{1 \text{ mol Si}} \cdot 100 = 31{,}3 \text{ \% Si}$$

d) Siendo elementos de diferentes periodos, Be y O (n = 2) y Al y Si (n =3), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, Al y Si tienen mayor tamaño que Be y O.

Respecto elementos de un mismo periodo, es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un periodo, esta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor, por tanto, el tamaño será menor.

Atendiendo los criterios anteriores, el orden creciente de radios covalentes (pm) es:

O (73) < Be (90) < Si (111) < Al (118)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, I, y de la afinidad electrónica, E_{ae}, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades.

La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo en un:

- grupo: disminuye aumentar el valor del número cuántico principal n.

- periodo: aumenta al aumentar el valor del número atómico.

El orden creciente de electronegatividad (según Pauling) de los elementos dados es:

Be (1,57) < Al (1,61) < Si (1,90) < O (3,44)

2.55. Por combustión de 0,2345 g de un compuesto orgánico que solo contiene carbono, hidrógeno y oxígeno se obtienen 0,48 g de dióxido de carbono. Al quemar 0,5321 g del mismo compuesto se obtienen 0,3341 g de agua. La densidad del compuesto orgánico en estado gaseoso, respecto de la densidad del nitrógeno, es de 3,07, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Determine las fórmulas empírica y molecular del compuesto.

(Valencia 2011)

Para facilitar los cálculos se determina previamente la fórmula molecular del compuesto X y simplificándola se obtiene la fórmula empírica. Para ello es preciso determinar previamente la masa molar de la sustancia. Considerando comportamiento ideal:

$$\rho_X = 3{,}07 \cdot \rho_{N_2} \quad \rightarrow \quad \frac{M_X}{V_{molar}} = 3{,}07 \cdot \frac{M_{N_2}}{V_{molar}} \quad \rightarrow \quad M_X = 3{,}07 \cdot (28{,}0 \text{ g mol}^{-1}) = 86{,}0 \text{ g mol}^{-1}$$

▪ El C contenido en el compuesto se determina en forma de CO_2:

$$\frac{0{,}48 \text{ g } CO_2}{0{,}2345 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44{,}0 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{86{,}0 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 4 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el compuesto se determina en forma de H_2O:

$$\frac{0{,}3341 \text{ g } H_2O}{0{,}5321 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{86{,}0 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El O contenido en el compuesto se determina por diferencia:

$$\frac{86{,}0 \text{ g X} - \left(4 \text{ mol C} \cdot \frac{12{,}0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(6 \text{ mol H} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right)}{1 \text{ mol X}} \text{g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_4H_6O_2$, y simplificando esta se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $(C_2H_3O)_n$.

2.56. Una amina primaria que contiene un carbono quiral, tiene la siguiente composición centesimal: 65,753 % de C, 15,068 % de H y 19,178 % de N. Si se sabe que su masa molecular es menor de 100, determine la fórmula estructural de dicha amina y nómbrela.

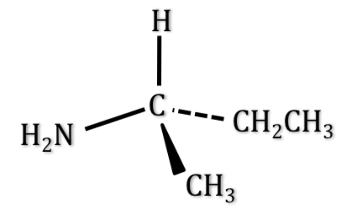
(Canarias 2011)

Tomando una base de cálculo de 100 g de amina y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica de la amina:

$$\left.\begin{array}{r} 65{,}753 \text{ g C} \cdot \dfrac{1 \text{ mol C}}{12{,}0 \text{ g C}} = 5{,}48 \text{ mol C} \\ \\ 15{,}068 \text{ g H} \cdot \dfrac{1 \text{ mol H}}{1{,}0 \text{ g H}} = 15{,}07 \text{ mol H} \\ \\ 19{,}178 \text{ g N} \cdot \dfrac{1 \text{ mol N}}{14{,}0 \text{ g N}} = 1{,}37 \text{ mol N} \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{c} \dfrac{5{,}48 \text{ mol C}}{1{,}37 \text{ mol N}} = \dfrac{4 \text{ mol C}}{1 \text{ mol N}} \\ \\ \dfrac{15{,}07 \text{ mol H}}{1{,}37 \text{ mol N}} = \dfrac{11 \text{ mol H}}{1 \text{ mol N}} \end{array}\right\} \rightarrow \text{Fórmula empírica: } C_4H_{11}N$$

Como la masa molecular es menor que 100 y la masa de la fórmula más sencilla es 73, el valor de n debe ser 1, por lo tanto, la fórmula molecular de la amina es $C_4H_{11}N$.

Teniendo en cuenta que posee un carbono quiral, su fórmula estructural y su nombre son:



1-metilpropilamina

2.57. El ibuprofeno es un compuesto químico muy demandado en farmacia por sus propiedades como analgésico, antiinflamatorio y antipirético (para combatir la fiebre). Este medicamento contiene carbono, hidrógeno y oxígeno, y para su determinación analítica se realizó la combustión de 2,06 g del compuesto con la cantidad adecuada de oxígeno, obteniéndose 5,72 g de dióxido de carbono y 2,901 L de vapor de agua medidos a 120 °C y 1 atm.
a) Determine la fórmula empírica del ibuprofeno.
b) Aunque no se dispone del dato de la masa molecular del ibuprofeno, se conoce que su valor está comprendido entre 180 g mol^{-1} y 220 g mol^{-1}. Determine la fórmula molecular.

(Preselección Valencia 2012)

a) El C contenido en el ibuprofeno (IBU) se determina en forma de CO_2.

$$5{,}72 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44{,}0 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} = 0{,}130 \text{ mol C}$$

▪ El H contenido en el ibuprofeno (IBU) se determina en forma de H_2O. Considerando comportamiento ideal:

$$n = \frac{(1 \text{ atm}) \cdot (2{,}901 \text{ L})}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (120 + 273{,}15) \text{ K}} = 0{,}0900 \text{ mol } H_2O$$

$$0{,}0900 \text{ mol g } H_2O \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} = 0{,}180 \text{ mol H}$$

▪ El O contenido en el ibuprofeno (IBU) se determina por diferencia:

$$\left[2{,}06 \text{ g IBU} - \left(0{,}130 \text{ mol C} \cdot \frac{12{,}0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(0{,}180 \text{ mol H} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right)\right] \text{g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} = 0{,}0200 \text{ mol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla del ibuprofeno.

$$\left.\begin{array}{l}\dfrac{0{,}130\ \text{mol C}}{0{,}0200\ \text{mol O}} = 6{,}50\,\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \rightarrow \dfrac{13\ \text{mol C}}{2\ \text{mol O}} \\[2ex] \dfrac{0{,}180\ \text{mol H}}{0{,}0200\ \text{mol O}} = 9{,}00\,\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \rightarrow \dfrac{18\ \text{mol H}}{2\ \text{mol O}}\end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } C_{13}H_{18}O_2$$

La masa molar del compuesto más sencillo es:

$$M = \left(13\ \text{mol C}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) + \left(18\ \text{mol H}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) + \left(2\ \text{mol O}\cdot\frac{16{,}0\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}}\right) = 206\ \text{g mol}^{-1}$$

Como la masa molar del compuesto más sencillo está comprendida entre 180 y 220, quiere decir que la fórmula molecular del ibuprofeno es la misma, $C_{13}H_{18}O_2$.

2.58. La adrenalina o epinefrina es una hormona segregada al torrente sanguineo en situaciones de tensión, por o nerviosismo (exámenes, olimpiadas, etc.). Determine la fórmula empírica y molecular de la adrenalina, si se sabe que contiene 59,0 % de carbono, 7,1 % de hidrógeno, 26,2 % de oxígeno y el resto es nitrógeno (todos los porcentajes están expresados en masa). El peso molecular de la adrenalina es de 183,2.

(Baleares 2012)

El porcentaje de nitrógeno en la adrenalina es:

$$100\%\ \text{compuesto} - (59{,}0\ \%\ \text{C} + 7{,}1\ \%\ \text{H} + 26{,}2\ \%\ \text{O}) = 7{,}7\ \%\ \text{N}$$

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular de la adrenalina (X) a partir de su masa molar.

$$\left.\begin{array}{l}\dfrac{59{,}0\ \text{g C}}{100\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}}\cdot\dfrac{183{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 9\,\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\[2ex] \dfrac{7{,}1\ \text{g H}}{100\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}}\cdot\dfrac{183{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 13\,\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\[2ex] \dfrac{26{,}2\ \text{g O}}{100\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}\cdot\dfrac{183{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 3\,\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \\[2ex] \dfrac{7{,}7\ \text{g N}}{100\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol N}}{14{,}0\ \text{g N}}\cdot\dfrac{183{,}2\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 1\,\dfrac{\text{mol N}}{\text{mol X}}\end{array}\right\} \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: } C_9H_{13}O_3N$$

Como la fórmula anterior no se puede simplificar coiniciden la fórmula molecular y la empírica.

2.59. En un recipiente de 0,15 L se introducen 323 mg de un hidrocarburo a 25 °C y 1,25 atm de presión. Se procede a la combustión de dicho hidrocarburo y se obtienen 1,01 g de dióxido de carbono y 414 mg de agua como productos de dicho proceso. Determine de qué hidrocarburo se trata y nómbrelo.

(Canarias 2012)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y, simplificando esta, obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{323\ \text{mg} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{(1{,}25\ \text{atm}) \cdot (0{,}15\ \text{L})} \cdot \frac{1\ \text{g}}{10^3\ \text{mg}} = 42{,}9\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El C contenido en el hidrocarburo X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{1{,}01\ \text{g CO}_2}{323\ \text{mg X}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg X}}{1\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{42{,}9\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 3\ \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el hidrocarburo X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{414\ \text{mg H}_2\text{O}}{323\ \text{mg X}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg X}}{1\ \text{g X}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{42{,}9\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es C_3H_6.

A la vista de la fórmula molecular se observa que se ajusta a la de las olefinas, hidrocarburos insaturados con dobles enlaces. Se trata del propeno cuya fórmula semidesarrollada es $CH_3\text{–}CH\text{=}CH_2$.

2.60. Cuando una muestra de 5,00 g de un hidrocarburo se vaporiza, el gas resultante ocupa un volumen de 1.575 cm^3 a 1 atm y 27 °C. El análisis cuantitativo de una muestra similar nos indica que contenía 4,616 g de carbono y 0,384 g de hidrógeno. Determine de qué compuesto se trata y nómbrelo.

(Canarias 2013)

Para identificar el hidrocarburo (HC) es preciso determinar su fórmula molecular, y para ello es necesario conocer su masa molar. Suponiendo que este hidrocarburo en estado gaseoso se comporta de forma ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{5\ \text{g} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm} \cdot 1.575\ \text{cm}^3} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3}{1\ \text{L}} = 78{,}1\ \text{g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula empírica se relacionan los moles de átomos de ambos elemento:

$$\frac{0{,}384\ \text{g H}}{4{,}616\ \text{g C}} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}} = 1\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol C}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } (\text{CH})_n$$

Con la masa molar se puede obtener la fórmula molecular:

$$78{,}1\ \text{g HC} = n\left(1\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} + 1\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) \quad \rightarrow \quad n = 6 \quad \rightarrow \quad \text{Fórmula molecular: } \text{C}_6\text{H}_6$$

A la vista de la fórmula molecular y de que la sustancia en condiciones ambientales es un líquido, se puede concluir que trata del benceno, un hidrocarburo que es líquido debido la existencia de fuerzas intermoleculares de dispersión de London entre sus moléculas.

2.61. Cierto compuesto orgánico contiene C, H y O. Cuando se produce la combustión de 1,570 g del mismo se obtienen 3,00 g de dióxido de carbono y 1,842 g de agua. Una muestra de 0,412 g de este compuesto a 360 K y 0,977 atm ocupa un volumen de 270,6 cm^3.
a) Determine la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto.
b) Nombre un compuesto que tenga dicha fórmula molecular y escriba su fórmula desarrollada.

(Preselección Valencia 2013)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y, simplificando esta, obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{0{,}412\ \text{g} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 360\ \text{K}}{(0{,}977\ \text{atm}) \cdot (270{,}6\ \text{cm}^3)} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3}{1\ \text{L}} = 46{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

a) El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{3{,}00\text{ g }CO_2}{1{,}570\text{ g X}}\cdot\frac{1\text{ mol }CO_2}{44{,}0\text{ g }CO_2}\cdot\frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol }CO_2}\cdot\frac{46{,}0\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=2\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{1{,}842\text{ g }H_2O}{1{,}570\text{ g X}}\cdot\frac{1\text{ mol }H_2O}{18{,}0\text{ g }H_2O}\cdot\frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol }H_2O}\cdot\frac{46{,}0\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=6\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El O contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{46{,}0\text{ g X}-\left(2\text{ mol C}\cdot\frac{12{,}0\text{ g C}}{1\text{ mol C}}\right)-\left(6\text{ mol H}\cdot\frac{1{,}0\text{ g H}}{1\text{ mol H}}\right)\text{g O}}{1\text{ mol X}}\cdot\frac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}}=1\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es C_2H_6O. Como la fórmula anterior no se puede simplificar la fórmula empírica es la misma.

A la vista de la fórmula molecular se observa que se puede tratar de un alcohol saturado. Se trata del etanol cuya fórmula semidesarrollada es CH_3CH_2OH.

2.62. Una muestra de 6,478 mg de un nuevo fármaco contra la malaria se quemó en oxígeno puro obteniéndose 17,570 mg de CO_2 y 4,319 mg de agua.
a) ¿Qué porcentaje de C y H hay en el compuesto?
Otra muestra de 0,2394 g se sometió a una serie de reacciones que transformaron todo el nitrógeno del compuesto en N_2. Este gas, después de recogerlo sobre agua a 23,8 °C, a una presión de 746 mmHg, ocupaba un volumen de 18,9 mL. La presión del vapor de agua a 23,8 °C es 22,11 mmHg.
b) ¿Cuál es el porcentaje de nitrógeno en la muestra?
c) Sabiendo que el compuesto está formado por carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno, obtenga su fórmula empírica.
d) Determine la fórmula molecular sabiendo que el peso molecular del fármaco es 324 g mol^{-1}.

(Preselección Valencia 2014)

a) El C contenido en el fármaco X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{17{,}570\text{ mg }CO_2}{6{,}478\text{ mg X}}\cdot\frac{1\text{ mmol }CO_2}{44{,}0\text{ mg }CO_2}\cdot\frac{12{,}0\text{ mg C}}{1\text{ mmol }CO_2}\cdot100=74{,}0\text{ \% C}$$

El H contenido en el fármaco X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{4{,}319\text{ mg }H_2O}{6{,}478\text{ mg X}}\cdot\frac{1\text{ mmol }H_2O}{18{,}0\text{ mg }H_2O}\cdot\frac{2\text{ mmol H}}{1\text{ mmol }H_2O}\cdot\frac{1{,}0\text{ mg H}}{1\text{ mmol H}}\cdot100=7{,}4\text{ \% H}$$

b) El N contenido en el fármaco X se determina en forma de N_2. Suponiendo comportamiento ideal para el gas y teniendo en cuenta que este se encuentra húmedo:

$$n=\frac{(748-22{,}11)\text{ mmHg}\cdot18{,}9\text{ mL}}{(0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(23{,}8+273{,}15)\text{ K}}\cdot\frac{1\text{ atm}}{760\text{ mmHg}}=0{,}74\text{ mmol }N_2$$

$$\frac{0{,}74\text{ mmol }N_2}{0{,}2394\text{ g X}}\cdot\frac{2\text{ mmol N}}{1\text{ mmol }N_2}\cdot\frac{1\text{ g X}}{10^3\text{ mg X}}\cdot\frac{14{,}0\text{ mg N}}{1\text{ mmol N}}\cdot100=8{,}7\text{ \% N}$$

c-d) El O contenido en el fármaco X se determina por diferencia:

$$100\text{ \% compuesto}-(74\text{ \% C}+7{,}4\text{ \% H}+8{,}7\text{ \% N})=9{,}9\text{ \% O}$$

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del fármaco X y, simplificando esta, obtener la fórmula empírica.

$$\left.\begin{array}{l}
\dfrac{73{,}97\ \text{g C}}{100\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}}\cdot\dfrac{324\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=20\ \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}}\\[2ex]
\dfrac{7{,}41\ \text{g H}}{100\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}}\cdot\dfrac{324\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=24\ \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}}\\[2ex]
\dfrac{8{,}68\ \text{g N}}{100\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol N}}{14{,}0\ \text{g N}}\cdot\dfrac{324\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=2\ \dfrac{\text{mol N}}{\text{mol X}}\\[2ex]
\dfrac{9{,}95\ \text{g O}}{100\ \text{g X}}\cdot\dfrac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}\cdot\dfrac{324\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=2\ \dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}}
\end{array}\right\}\rightarrow\quad \text{fórmula molecular: } C_{20}H_{24}N_2O_2$$

Simplificando la anterior se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $(C_{10}H_{12}NO)_n$.

Se trata de la quinina cuya fórmula estructural es:

(Problema similar al propuesto en Murcia 2010).

2.63. Todo el CO_2 obtenido en la combustión de 2,000 g de un compuesto orgánico que solo contiene carbono, hidrógeno y oxígeno se transformó en carbonato de calcio, obteniéndose 9,091 g. Al quemar 1,573 g del mismo compuesto orgánico se obtienen 1,287 g de agua. La densidad del vapor del compuesto orgánico es 3,14 veces la del dinitrógeno. Calcule:
a) La fórmula empírica.
b) La fórmula molecular del compuesto.
c) Proponga un compuesto orgánico compatible con esa fórmula molecular y nómbrelo adecuadamente.

(Preselección Valencia 2015)

a-b) Para facilitar los cálculos se determina previamente la fórmula molecular del compuesto X y simplificándola se obtiene la fórmula empírica. Para ello es preciso determinar previamente la masa molar de la sustancia. Considerando comportamiento ideal:

$$\rho_X = 3{,}14\cdot\rho_{N_2}\quad\rightarrow\quad\frac{M_X}{V_{\text{molar}}}=3{,}14\cdot\frac{M_{N_2}}{V_{\text{molar}}}\quad\rightarrow\quad M_X = 3{,}14\cdot(28{,}0\ \text{g mol}^{-1}) = 87{,}9\ \text{g mol}^{-1}$$

- El C contenido en el compuesto se determina en forma de $CaCO_3$:

$$\frac{9{,}091\ \text{g CaCO}_3}{2{,}000\ \text{g X}}\cdot\frac{1\ \text{mol CaCO}_3}{100{,}1\ \text{g CaCO}_3}\cdot\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CaCO}_3}\cdot\frac{87{,}9\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=4\ \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El H contenido en el compuesto se determina en forma de H_2O:

$$\frac{1{,}287\ \text{g H}_2\text{O}}{1{,}573\ \text{g X}}\cdot\frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}}\cdot\frac{87{,}9\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=8\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El O contenido en el compuesto se determina por diferencia:

$$\frac{87{,}9\text{ g X} - \left(4\text{ mol C}\cdot\frac{12{,}0\text{ g C}}{1\text{ mol C}}\right) - \left(8\text{ mol H}\cdot\frac{1{,}0\text{ g H}}{1\text{ mol H}}\right)\text{g O}}{1\text{ mol X}}\cdot\frac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}} = 2\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_4H_8O_2$, y simplificando esta se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $(C_2H_4O)_n$.

c) A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos, C_4H_{10}, se deduce que el compuesto debe presentar una insaturación, por tanto, si contiene dos átomos de oxígeno los compuestos posibles, más corrientes, deben ser ácidos carboxílicos y ésteres:

$CH_3–CH_2–CH_2–COOH$	ácido butanoico
$CH_3–CH(CH_3)–COOH$	ácido metilpropanoico
$CH_3–CH_2–COO–CH_3$	propanoato de metilo
$CH_3–COO–CH_2–CH_3$	acetato de etilo
$H–COO–CH_2–CH_2–CH_3$	metanoato de propilo
$H–COO–C(CH_3)_2$	metanoato de isopropilo

2.64. Cuando se queman los hidrocarburos con aire, estos reaccionan con el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua. La cantidad de oxígeno consumido y los niveles de dióxido de carbono y agua que se forman dependen de la composición del hidrocarburo que actúa como combustible. Se comprueba que la combustión completa de 84 g de un hidrocarburo saturado cíclico origina 264 g de dióxido de carbono.
a) ¿De qué hidrocarburo se trata?
b) ¿Qué cantidad de agua se habrá formado?
c) Si ese dióxido de carbono se hace pasar a través de una disolución de hidróxido de bario, ¿qué ocurre?

(Murcia 2015)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de un hidrocarburo saturado cíclico o cicloalcano, C_nH_{2n}, es:

$$2\,C_nH_{2n}(l) + 3\,n\,O_2(g) \rightarrow 2\,n\,CO_2(g) + 2\,n\,H_2O(l)$$

El carbono contenido en el cicloalcano se determina en forma de CO_2:

$$264\text{ g }CO_2\cdot\frac{1\text{ mol }CO_2}{44{,}0\text{ g }CO_2}\cdot\frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol }CO_2} = 6\text{ mol C}$$

La cantidad de hidrógeno que contiene un hidrocarburo cíclico saturado es el doble de la de carbono:

$$2\cdot 6\text{ mol H} = 12\text{ mol H}$$

La fórmula del hidrocarburo cíclico saturado es C_6H_{12}.

b) La cantidad de agua que se obtiene es:

$$264\text{ g }CO_2\cdot\frac{1\text{ mol }CO_2}{44{,}0\text{ g }CO_2}\cdot\frac{1\text{ mol }H_2O}{1\text{ mol }CO_2}\cdot\frac{18{,}0\text{ g }H_2O}{1\text{ mol }H_2O} = 108\text{ g }H_2O$$

c) El hidróxido de bario absorbe el dióxido de carbono. La ecuación química ajustada correspondiente a la absorción química del CO_2 es:

$$CO_2(g) + Ba(OH)_2(aq) \rightarrow BaCO_3(s) + H_2O(l)$$

2.65. Una compañía farmacéutica está interesada en la caracterización de un ácido orgánico que comercializa una empresa cosmética de la competencia. Se trata de un diácido orgánico, H_2X, formado por C, H y O. Una muestra de 0,1235 g de esta sustancia reaccionó completamente con 15,55 mL de una disolución acuosa de NaOH 0,1087 M, según la reacción que muestra la siguiente ecuación:

$$H_2X(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow 2\ Na^+(aq) + X^{2-}(aq) + 2\ H_2O(l)$$

En otro experimento, una muestra de 0,3469 g se quemó completamente en un horno con aporte suficiente de dioxígeno, produciéndose 0,6268 g de CO_2 y 0,2138 g de H_2O.

a) Determine la fórmulas empírica del compuesto.
b) Calcule su masa molecular.
c) Determine su fórmula molecular.
d) Dibuje la fórmula semidesarrollada de la sustancia y nómbrela correctamente de acuerdo con la nomenclatura sistemática de compuestos orgánicos.

(Preselección Valencia 2016)

a-b-c) Para facilitar los cálculos se determina previamente la fórmula molecular del ácido H_2X y simplificándola se obtiene la fórmula empírica. Para ello es preciso determinar previamente la masa molar de la sustancia.

Relacionando las cantidades de NaOH y H_2X:

$$15{,}55\ \text{mL NaOH 0,1087 M} \cdot \frac{0{,}1087\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,1087 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ H_2X}{2\ \text{mmol NaOH}} = 0{,}8451\ \text{mmol}\ H_2X$$

La masa molar del ácido se obtiene relacionando la masa con los moles:

$$\frac{0{,}1235\ \text{g}\ H_2X}{0{,}8451\ \text{mmol}\ H_2X} \cdot \frac{10^3\ \text{mmol}\ H_2X}{1\ \text{mol}\ H_2X} = 146{,}1\ \text{g mol}^{-1}$$

▪ El C se determina en forma de CO_2.

$$\frac{0{,}6268\ \text{g}\ CO_2}{0{,}3469\ \text{g}\ H_2X} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{146{,}1\ \text{g}\ H_2X}{1\ \text{mol}\ H_2X} = 6\ \frac{\text{mol C}}{\text{mol}\ H_2X}$$

▪ El H se determina en forma de H_2O.

$$\frac{0{,}2138\ \text{g}\ H_2O}{0{,}3469\ \text{g}\ H_2X} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{146{,}1\ \text{g}\ H_2X}{1\ \text{mol}\ H_2X} = 10\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol}\ H_2X}$$

▪ El O se determina por diferencia.

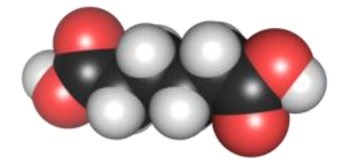
$$\frac{146{,}1\ \text{g}\ H_2X - \left(6\ \text{mol C} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right) - \left(10\ \text{mol H} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol}\ H_2X}\ \text{g O} \cdot \frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}} = 4\ \frac{\text{mol O}}{\text{mol}\ H_2X}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_6H_{10}O_4$.

Simplificando la fórmula molecular se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $(C_3H_5O_2)_n$.

d) A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de seis carbonos, C_6H_{14}, se deduce que el ácido solo presenta las dos insaturaciones correspondientes a los grupos carboxilos por lo que la fórmula desarrollada y nombre del ácido son:

$COOH–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–COOH$ ácido hexanodioico o adípico



2.66. Para determinar la fórmula empírica de un compuesto orgánico muy utilizado en la industria alimentaria y cosmética como aromatizante (su aroma es similar al del extrato de ron) se llevó a cabo un análisis de sus productos de combustión.
Al quemar completamente 1,152 g de este compuesto se obtienen 1,116 g de agua y 1,514 L de CO_2 medidos a 25 °C y 1 atm. Si la masa molecular de este compuesto es 130,2 g mol^{-1}:
a) Determine la fórmula molecular de esta sustancia.
b) Si la hidrólisis básica de este compuesto seguida de acidificación conduce a la formación de un ácido carboxílico saturado de 3 carbonos y un alcohol sin insaturaciones de 4 carbonos, indique qué tipo de compuesto orgánico es el aromatizante, cuál es el nombre del ácido y de los posibles alcoholes isómeros.
c) Dibuje las estructuras de Lewis del carboxilato obtenido por hidrólisis básica del compuesto orgánico. Si la sal sódica del carbxilato se aislara y se pusiera en disolución acuosa, ¿cómo sería el pH de la disolución? Razone la respuesta.
d) Indique la hibridación de los átomos de carbono del ácido carboxílico del apartado b), el orden de enlace entre el carbono y oxígenos y la geometría de enlace del carbono unido a los oxígenos en el ácido carboxílico (dibuje la estructura orbitálica de los enlaces C–O).
e) El compuesto orgánico aromatizante es un líquido inmiscible en agua mientras que el ácido procedente de su hidrólisis es completamente miscible en agua. ¿A qué se debe esta diferencia de solubilidad en agua? Razone la respuesta.

(Sevilla 2017)

Relacionando las cantidades dadas con la masa molar del compuesto se puede obtener la fórmula molecular del mismo.

▪ El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2. Considerando comportamiento ideal:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1{,}514 \text{ L}}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15) \text{ K}} = 6{,}193 \cdot 10^{-2} \text{ mol CO}_2$$

$$\frac{6{,}193 \cdot 10^{-2} \text{ mol CO}_2}{1{,}152 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{130{,}2 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 7 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{1{,}116 \text{ g H}_2\text{O}}{1{,}152 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18{,}0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{130{,}2 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 14 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El O contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{130{,}2 \text{ g X} - \left(7 \text{ mol C} \cdot \frac{12{,}0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(14 \text{ mol H} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right)}{1 \text{ mol X}} \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16{,}0 \text{ g O}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $C_7H_{14}O_2$.

b) Si la hidrólisis básica de este compuesto, seguida de acidificación, produce un ácido carboxílico saturado de 3 carbonos y un alcohol saturado de 4 carbonos quiere decir que el compuesto problema se trata de un éster. Esta identificación viene apoyada también por el hecho de que sea un aromatizante ya que los ésteres se caracterizan por su agradable olor a flores y frutas.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción citada enla que se identifican todas las sustancias es:

$$CH_3CH_2COOCH_2CH_2CH_2CH_3 + H_2O \rightarrow CH_3CH_2COOH + CH_3CH_2CH_2CH_2OH$$

El ácido obtenido es el ácido propanoico, CH_3CH_2COOH.

Los diferentes isómeros de un alcohol saturado de cuatro carbonos son:

1 butanol	$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$
2 butanol	$CH_3CH_2CHOHCH_3$
2-metil-1-propanol	$CH_3CH(CH_3)CH_2OH$
2-metil-2-propanol	$CH_3COH(CH_3)CH_3$

c) La estructura de Lewis del carboxilato del ácido propanoico es:

El propanoato de sodio en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$NaCH_3CH_2COO(aq) \rightarrow CH_3CH_2COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

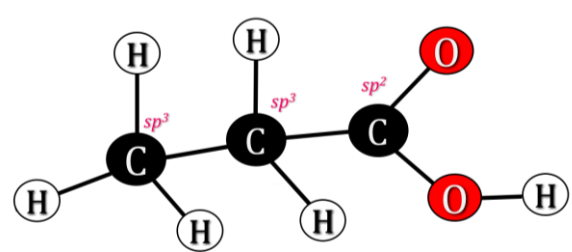
▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte por lo que no tiene carácter ácido y no se hidroliza.

▪ El ion $CH_3CH_2COO^-$ es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:

$$CH_3CH_2COO^-(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3CH_2COOH(aq) + OH^-(aq)$$

Como se observa, en la hidrólisis se producen iones OH^- por lo que el $pH > 7$.

d) Según se muestra en la imagen, la hibridación de los átomos de carbono 2 y 3 es sp^3 y la del carbono 1 es sp^2.



De acuerdo con la notación del modelo de RPECV el átomo de carbono unido a los dos oxígenos tiene una distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 3 por lo que su disposición y geometría es triangular plana.

e) Las moléculas de ácido se unen a las moléculas de H_2O mediante enlaces intermoleculares llamados enlaces de hidrógeno. Estos se forman cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones solitario perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana; sin embargo, en el caso del éster al carecer de ese átomo de hidrógeno unido al oxígeno es imposible que se formen estos enlaces lo que motiva que el éster sea insoluble en agua.

2.67. Los alcaloides son sustancias orgánicas básicas en cuya composición interviene carbono, hidrógeno, nitrógeno y pueden también tener oxígeno. En las hojas del tabaco, el porcentaje de alcaloides oscila entre el 4 y el 6%. Uno de los principales es la nicotina que se obtiene macerando las hojas de la planta en una disolución alcalina y tratando luego la mezcla con un disolvente orgánico. La nicotina en estado puro es un poderoso veneno de acción rápida. La mayor parte de los efectos fisiológicos del tabaco son debidos a su contenido en nicotina que influye en el sistema nervioso y en los aparatos digestivo y circulatorio. La inhalación del humo de un simple cigarrillo produce una vasoconstricción apreciable, que puede prolongarse sesenta minutos, y que provoca un aumento de la presión sanguínea.
La combustión de 0,3847 g de nicotina da lugar al desprendimiento de 1,0440 g de CO_2 y 0,2994 g de agua. En otra experiencia, se tratan 1,3800 g del alcaloide obteniéndose 0,2897 g de amoniaco.
a) Determine la fórmula empírica de la nicotina.
b) Determine la fórmula molecular, sabiendo que la nicotina hierve a 245 °C a la presión de 760 mmHg y que su densidad de vapor a esa temperatura es de 3,81 mg mL^{-1}.

(Valencia 2017)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular de la nicotina (Nic) y, simplificando esta, obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso esta se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{3{,}81\ \text{mg} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (245 + 273{,}15)\ \text{K}}{760\ \text{mmHg} \cdot 1\ \text{mL}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} \cdot \frac{1\ \text{g}}{10^3\ \text{mg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}}$$

Se obtiene, $M = 162\ \text{g mol}^{-1}$

a-b) El C contenido en la nicotina se determina en forma de CO_2.

$$\frac{1{,}0440\ \text{g CO}_2}{0{,}3847\ \text{g Nic}} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{162\ \text{g Nic}}{1\ \text{mol Nic}} = 10\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol Nic}}$$

▪ El H contenido en la nicotina se determina en forma de H_2O:

$$\frac{0{,}2994\ \text{g H}_2\text{O}}{0{,}3847\ \text{g Nic}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{162\ \text{g Nic}}{1\ \text{mol Nic}} = 14\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol Nic}}$$

▪ El N contenido en la nicotina se determina en forma de NH_3:

$$\frac{0{,}2897\ \text{g NH}_3}{1{,}3800\ \text{g Nic}} \cdot \frac{1\ \text{mol NH}_3}{17{,}0\ \text{g NH}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol N}}{1\ \text{mol NH}_3} \cdot \frac{162\ \text{g Nic}}{1\ \text{mol Nic}} = 2\,\frac{\text{mol N}}{\text{mol NIC}}$$

▪ El O contenido en la nicotina se determina por diferencia:

$$\frac{162\ \text{g Nic}}{1\ \text{mol Nic}} - \left(\frac{10\ \text{mol C}}{\text{mol Nic}} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g C}}{\text{mol C}}\right) - \left(\frac{14\ \text{mol H}}{\text{mol Nic}} \cdot \frac{1{,}0\ \text{g H}}{\text{mol H}}\right) - \left(\frac{2\ \text{mol N}}{\text{mol Nic}} \cdot \frac{14{,}0\ \text{g N}}{\text{mol N}}\right) = 0\ \text{g O}$$

Por lo tanto, la nicotina no contiene oxígeno.

La fórmula molecular o verdadera es $C_{10}H_{14}N_2$ y simplificando esta se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $(C_5H_7N)_n$.

3. CUESTIONES de GASES

3.1. Los gases ideales son:
a) Gases que no contaminan.
b) Gases cuyas moléculas son apolares.
c) Gases que cumplen la ecuación de estado de los gases ideales.
d) Gases nobles.

(O.Q.L. Murcia 1996)

Los gases tienen comportamiento ideal a presiones bajas y temperaturas altas, que es cuando cumplen la ecuación de estado.

La respuesta correcta es la **c**.

3.2. A las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación entre la densidad del oxígeno y la del hidrógeno es:
a) 16
b) 11/6
c) 8
d) 1/8

(O.Q.L. Murcia 1996)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del O_2 y H_2:

$$\frac{\rho_{O_2}}{\rho_{H_2}} = \frac{\frac{p\,M_{O_2}}{RT}}{\frac{p\,M_{H_2}}{RT}} \quad \rightarrow \quad \frac{\rho_{O_2}}{\rho_{H_2}} = \frac{M_{O_2}}{M_{H_2}} \quad \rightarrow \quad \frac{\rho_{O_2}}{\rho_{H_2}} = \frac{32}{2} = 16$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.3. A cierta presión, p_1, un recipiente de 10 L contiene nitrógeno a 273 K. Si la temperatura sube a 546 K la nueva presión, p_2, será:
a) $p_1 = p_2 / 10$
b) $p_2 = 2\,p_1$
c) $p_2 = p_1 / 2$
d) $p_2 = 10\,p_1$

(O.Q.L. Murcia 1996)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803):

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad \rightarrow \quad \frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

El valor de la presión es:

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{273\ \text{K}}{546\ \text{K}} = \frac{1}{2} \quad \rightarrow \quad p_2 = 2\,p_1$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.4. Si se hacen reaccionar 12 L de hidrógeno y 5 L de oxígeno, ¿cuántos litros de vapor de agua se pueden obtener? Todos los gases se encuentran medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.
a) 12
b) 17
c) 10
d) 5

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción es, 2 L de H_2 reaccionan con 1 L de O_2 y producen 2 L de H_2O. Por lo tanto, la relación volumétrica y molar es:

$$\frac{V_{H_2}}{V_{O_2}} = \frac{12}{5} = 2{,}4$$

Como la relación molar es mayor que 2, indica que el O_2 es el reactivo limitante que se consume completamente y determina la cantidad de H_2O que se forma:

$$5\ L\ O_2 \cdot \frac{2\ L\ H_2O}{1\ L\ O_2} = 10\ L\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.5. Calcule la concentración de agua en la fase gas a 25 °C, si la presión de vapor de agua a esta temperatura es 3,17 kPa.
a) 0,0313 M
b) 0,00128 M
c) 0,0884 M
d) 55,4 M
e) 0,142 M

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Córdoba 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

A partir de la ecuación de estado de un gas ideal se puede escribir que:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{p}{RT}$$

El valor de la concentración es:

$$c = \frac{3{,}17\ kPa}{(8{,}314\ J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ K} \cdot \frac{10^3\ Pa}{1\ kPa} \cdot \frac{1\ m^3}{10^3\ L} = 0{,}00128\ M$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.6. Los gases reales se aproximan al comportamiento ideal en una de las siguientes condiciones:
a) p alta y T alta.
b) p alta y T baja.
c) p baja y T baja.
d) p baja y T alta.
e) p y T atmosféricas.
f) Cuando se encuentren en condiciones normales.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Madrid 2014) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

Un gas real se asemeja más a un gas ideal a bajas presiones y altas temperaturas, ya que en esas condiciones no existen las fuerzas intermoleculares que harían que el gas se licuase.

La respuesta correcta es la **d**.

3.7. En una determinada experiencia un volumen V de un compuesto orgánico gaseoso necesitó, para su combustión completa un volumen 3,5 V de oxígeno, ambos medidos en iguales condiciones de presión y temperatura. ¿Cuál de las siguientes sustancias será el compuesto orgánico?
a) Metano
b) Etano
c) Propano
d) Butano

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de los cuatro alcanos más sencillos son:

$$\mathrm{CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)}$$

$$\mathrm{C_2H_6(g) + \frac{7}{2}\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)}$$

$$\mathrm{C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g)}$$

$$\mathrm{C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 5\ H_2O(g)}$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la reacción en la que relación de volúmenes O_2/hidrocarburo es 3,5/1 es la correspondiente a la combustión del etano, C_2H_6.

La respuesta correcta es la **b**.

3.8. La densidad del oxígeno en determinadas condiciones de presión y de temperatura es 1,312 g L^{-1}. ¿Cuál será la densidad del hidrógeno en las mismas condiciones?
a) 0,082 g L^{-1}
b) 1,000 g L^{-1}
c) 0,164 g L^{-1}
d) 0,059 g L^{-1}

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del O_2 y H_2:

$$\frac{\rho_{O_2}}{\rho_{H_2}} = \frac{\dfrac{p\ M_{O_2}}{RT}}{\dfrac{p\ M_{H_2}}{RT}} \qquad \rightarrow \qquad \frac{\rho_{O_2}}{\rho_{H_2}} = \frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}$$

El valor de la densidad del H_2 es:

$$\rho_{H_2} = 1{,}312\ \mathrm{g\ L^{-1}} \cdot \frac{2\ \mathrm{g\ mol^{-1}}}{32\ \mathrm{g\ mol^{-1}}} = 0{,}082\ \mathrm{g\ L^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.9. Si se introducen masas iguales de oxígeno y nitrógeno gaseosos en dos recipientes cerrados de igual volumen, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) En ambos recipientes hay el mismo número de moléculas.
b) La presión en el recipiente de oxígeno es inferior a la del recipiente de nitrógeno.
c) En el recipiente de oxígeno hay un mayor número de moléculas.
d) El nitrógeno tiene mayor energía cinética media por mol.
e) La presión en el recipiente de oxígeno es superior a la del recipiente de nitrógeno.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla La Mancha 2005) (O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla La Mancha 2009) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Madrid 2009)

a) Falso. Suponiendo que se introduce en el recipiente 1 g de cada gas:

$$1\ \text{g N}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol N}_2}{28{,}0\ \text{g N}_2} \cdot \frac{N_A\ \text{moléculas N}_2}{1\ \text{mol N}_2} = \frac{N_A}{28}\text{moléculas N}_2$$

$$1\ \text{g O}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol O}_2}{32{,}0\ \text{g O}_2} \cdot \frac{N_A\ \text{moléculas O}_2}{1\ \text{mol O}_2} = \frac{N_A}{32}\text{moléculas O}_2$$

b) **Verdadero**. Suponiendo que se introduce en el recipiente 1 g de cada gas y que ambos están a la misma temperatura T:

$$\left.\begin{array}{l} p_{\text{N}_2} = \dfrac{1\ \text{g N}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol N}_2}{28{,}0\ \text{g N}_2} \cdot RT}{V} = \dfrac{RT}{28\ V}\text{atm} \\[2em] p_{\text{O}_2} = \dfrac{1\ \text{g O}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}_2}{32{,}0\ \text{g O}_2} \cdot RT}{V} = \dfrac{RT}{32\ V}\text{atm} \end{array}\right\} \rightarrow \quad p_{\text{N}_2} > p_{\text{O}_2}$$

c) Falso. Como se introduce en cada recipiente la misma masa de gas, según se ha demostrado en el apartado a), hay más moléculas de N_2, ya que este tiene menor masa molar.

d) Falso. Como se introduce en cada recipiente la misma masa de gas y ambos se encuentran a la misma temperatura, de acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

e) Falso. De acuerdo con lo demostrado en el apartado b).

La respuesta correcta es la **b**.

3.10. Las llamadas condiciones normales de presión y temperatura se definen de forma arbitraria como:
a) 273 K y 76 mmHg
b) 25 °C y 1,0 atm
c) 273 °C y 76 torr
d) 273 K y 1,0 atm
e) 298,15 K y 7600 mmHg
f) 273,15 K y 1 L
g) 25 °C y 1 atm

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Extremadura 2013)

Se consideran condiciones normales de presión y temperatura, 1,0 atm (760 mmHg) y 0 °C (273,15 K).

La respuesta correcta es la **d**.

3.11. Indique cuál es la proposición correcta:
a) 1 mol de cloruro de sodio ocupa 22,4 L.
b) 1 mol de nitrato de potasio ocupa 22,4 L.
c) 1 mol de nitrato de sodio ocupa 22,4 L.
d) En 22,4 L de gas, en condiciones normales, hay $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas.
e) El agua y el ácido acético (CH_3COOH) son inmiscibles.
f) El agua y el benceno (C_6H_6) son miscibles.
g) Cuando se queman 2 mol de metano se producen 22,4 L de CO_2.
h) Cuando se queman 22,4 L de metano se producen 44,8 L de CO_2.
i) Si reaccionan 22,4 L de hidrógeno con 22,4 L de oxígeno se obtienen 36,0 g de agua.
j) 36 g de agua y 73 g de ácido clorhídrico tienen algo en común.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2005)

a-b-c) Falso. 22,4 L es el volumen molar de un gas medido en condiciones normales de presión y temperatura, y NaCl, KNO_3 y $NaNO_3$, en dichas condiciones, son sólidos cristalinos.

d) **Verdadero**. 22,4 L es el volumen molar de un gas medido en condiciones normales de presión y temperatura, y el CO en dichas condiciones es un gas.

e) Falso. Son completamente miscibles, debido a la formación de enlaces intermoleculares de hidrógeno entre las moléculas de agua y las de ácido acético.

f) Falso. Son completamente inmiscibles, debido a que no es posible la formación de enlaces intermoleculares entre las moléculas de agua y las de benceno.

g) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del CH_4 es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

Relacionando CH_4 y CO_2 y suponiendo condiciones normales:

$$2\ \text{mol}\ CH_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CH_4} \cdot \frac{22{,}4\ \text{L}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 44{,}8\ \text{L}\ CO_2$$

h) Falso. Relacionando CH_4 y CO_2 y suponiendo condiciones normales:

$$22{,}4\ \text{L}\ CH_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{22{,}4\ \text{L}\ CH_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CH_4} \cdot \frac{22{,}4\ \text{L}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 22{,}4\ \text{L}\ CO_2$$

i) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del H_2 es:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)$$

Suponiendo condiciones normales, el volumen correspondiente a 36,0 g de H_2O es:

$$36{,}0\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{22{,}4\ \text{L}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 44{,}8\ \text{L}\ H_2O$$

Los volúmenes dados no están en relación 2:1:2.

j) **Verdadero**. Ambas cantidades se corresponden con 2 mol de sustancia:

$$36\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O} = 2{,}0\ \text{mol}\ H_2O \qquad 73\ \text{g}\ HCl \cdot \frac{1\ \text{mol}\ HCl}{36{,}5\ \text{g}\ HCl} = 2{,}0\ \text{mol}\ HCl$$

Las respuestas correctas son **d** y **j**.

3.12. Un recipiente cerrado contiene 2,0 mol de N_2 a la temperatura de 30 °C y presión de 5,0 atm. Se quiere elevar la presión a 11 atm para lo cual se inyecta una cierta cantidad de oxígeno que será igual a:
a) 1,6 mol
b) 2,4 mol
c) 6,4 mol
d) 4,0 mol
e) No se tienen suficientes datos para calcularlo.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L Valencia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p = p_{N_2} + p_{O_2}$$

La presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_{O_2} = p\, y_{O_2} = p \cdot \frac{n_{O_2}}{n_{N_2} + n_{O_2}}$$

El número de moles de O_2 es:

$$(11 - 5{,}0)\ \text{atm} = 11\ \text{atm} \cdot \frac{n_{O_2}}{2{,}0 + n_{O_2}} \qquad \rightarrow \qquad n_{O_2} = 2{,}4\ \text{mol}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En Valencia 2013 se cambian Cl_2 por N_2 y los valores de las presiones).

3.13. Volúmenes iguales (a la misma presión y temperatura) de tres gases A, B y C difunden separadamente a través de un finísimo tubo de vidrio. Las masas moleculares relativas de cada uno de ellos son respectivamente, A = 30, B = 15 y C = 67. De aquí se deduce que:
a) El gas C es el que invierte menos tiempo en difundirse.
b) El gas B es el de menor densidad.
c) El tiempo invertido por el gas A es el doble del invertido por el gas B.
d) Las moléculas del gas C tienen una energía cinética media mayor que las moléculas del gas B.
e) El gas A es el de mayor densidad.

(O.Q.N. Burgos 1998)

a) Falso. De acuerdo con la ley de Graham (1833):

"las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares"

$$\frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

El gas C es el que tiene mayor masa molar ($M_C = 67$), por lo tanto, es el que más tarda en difundirse.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales, la densidad de un gas en ciertas condiciones de presión y temperatura viene dada por la ecuación:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El gas B es el que tiene menor masa molar ($M_B = 15$), por tanto, es el que tiene menor densidad.

c) Falso. De acuerdo con la ley de Graham, la relación de velocidades de difusión entre los gases A y B es:

$$\frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \qquad \rightarrow \qquad \frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{15}{30}} = 0{,}71$$

Si la relación de velocidades no es 2, la relación entre los tiempos de difusión tampoco lo es.

d) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende su temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

e) Falso. De acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales, la densidad de un gas en ciertas condiciones de presión y temperatura viene dada por la ecuación:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El gas A no es el que tiene mayor masa molar ($M_A = 30$), por lo tanto, no es el que tiene mayor densidad.

La respuesta correcta es la **b**.

3.14. Calcule la humedad relativa si la presión parcial del vapor de agua en el aire es 28,0 Torr a 303 K. La presión de vapor del agua a 30 °C es 31,6 Torr.
a) 88,6 %
b) 11,4 %
c) 47,0 %
d) 12,9 %
e) 53,0 %

(O.Q.N. Burgos 1998)

La humedad relativa, φ, se define como:

$$\varphi = \frac{p_i}{p^o} \qquad \rightarrow \qquad \begin{cases} p_i = \text{presión parcial} \\ p^\circ = \text{presión de vapor a la temperatura } T \end{cases}$$

El valor de la humedad relativa es:

$$\varphi = \frac{28{,}0 \text{ Torr}}{31{,}6 \text{ Torr}} = 0{,}886 \quad \rightarrow \quad 88{,}6\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.15. ¿Qué volumen de oxígeno reaccionará completamente con una mezcla formada por 10 cm^3 de hidrógeno y 20 cm^3 de monóxido de carbono? (Todos los volúmenes medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura).
a) 10 cm^3
b) 15 cm^3
c) 20 cm^3
d) 30 cm^3

(O.Q.L. Murcia 1998)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de H_2 y CO son:

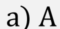
$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)$$

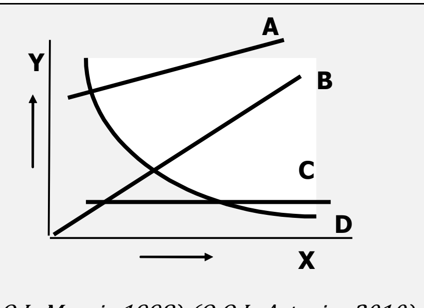
$$2\ CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g)$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), el volumen de O_2 consumido en cada reacción es:

$$\left.\begin{array}{r} 10\ \text{cm}^3\ \text{H}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{cm}^3\ \text{O}_2}{2\ \text{cm}^3\ \text{H}_2} = 5\ \text{cm}^3\ \text{O}_2 \\ \\ 20\ \text{cm}^3\ \text{CO} \cdot \dfrac{1\ \text{cm}^3\ \text{O}_2}{2\ \text{cm}^3\ \text{CO}} = 10\ \text{cm}^3\ \text{O}_2 \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad V_{\text{total}} = 15\ \text{cm}^3\ \text{O}_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.16. ¿Cuál es la línea gráfica que se debería obtener al representar, en un diagrama de ejes cartesianos, la presión a la que está sometida una masa gaseosa de nitrógeno, (Y), frente a la inversa del volumen ocupado por dicha masa, (X), a temperatura constante:

a) A
b) B
c) C
d) D



(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Asturias 2010)

La ley propuesta por Boyle y Mariotte (1662) dice:

> "para una masa de gas a temperatura constante, la presión y el volumen son magnitudes inversamente proporcionales".

Su expresión matemática es, $p\,V = \text{cte}$, y la representación gráfica de p vs. V es una curva como la C. No obstante, si se representa p vs. $1/V$ se obtiene una recta que pasa por el punto (0,0).

La respuesta correcta es la **b**.

3.17. De acuerdo con la teoría cinética de los gases, las moléculas de un gas ideal:
a) Deben moverse todas con la misma velocidad.
b) Han de ser partículas minúsculas y cargadas eléctricamente.
c) Deben atraerse fuertemente entre sí.
d) Ocupan un volumen despreciable.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Baleares 2017)

a) Falso. Desde el punto de vista estadístico, es imposible que todas las moléculas de un gas se muevan con la misma velocidad.

b) Falso. Las moléculas son partículas minúsculas, pero son eléctricamente neutras.

c) Falso. Las fuerzas intermoleculares solo existen en el instante del choque entre moléculas.

d) **Verdadero**. El volumen ocupado por las moléculas es despreciable comparado con el volumen ocupado por el gas.

La respuesta correcta es la **d**.

3.18. Dos gases tienen las siguientes características:

Gas	Volumen (L)	Temperatura (K)	presión (atm)
A	2,00	250	3,00
B	2,00	500	6,00

La relación moléculas de A/moléculas de B es:
a) 1/1
b) 2/1
c) 1/2
d) 1/4

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de cada gas se calcula mediante la expresión:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

Relacionando las cantidades proporcionadas para cada gas se obtiene la relación entre las moléculas:

$$\left.\begin{array}{l} n_A = \dfrac{3 \cdot 2}{250 \cdot R} = \dfrac{6}{250 \cdot R} \\ n_B = \dfrac{6 \cdot 2}{500 \cdot R} = \dfrac{12}{500 \cdot R} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{n_A}{n_B} = \frac{\dfrac{6}{250 \cdot R}}{\dfrac{12}{500 \cdot R}} \quad \rightarrow \quad \frac{n_A}{n_B} = \frac{1}{1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.19. Una botella de acero que contiene oxígeno comprimido soporta una presión interna de 25,0 atm a la temperatura de 20 °C. Bajo los efectos del sol adquiere la temperatura de 53 °C y entonces la presión interior es de:
a) 31,0 atm
b) 24,3 atm
c) 29,2 atm
d) 27,8 atm

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2005)

La expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803) es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

El valor de la presión es:

$$\frac{25{,}0 \text{ atm}}{(20 + 273{,}15)\ K} = \frac{p_2}{(53 + 273{,}15)\ K} \quad \rightarrow \quad p_2 = 27{,}8 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.20. En una mezcla de nitrógeno y oxígeno en la que hay doble número de moles de oxígeno que de nitrógeno, si la presión parcial de nitrógeno es 0,3 atm. La presión total será:
a) 0,6 atm
b) 0,9 atm
c) 1,2 atm
d) 1,5 atm

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Baleares 2015)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_A = p\,y_A = p \cdot \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

Si el número de moles de un gas es el doble que el del otro, su presión parcial también será el doble. Relacionando ambas presiones parciales se obtiene:

$$\left.\begin{array}{l} p_{O_2} = p \cdot \dfrac{n_{O_2}}{n_{N_2} + n_{O_2}} \\ p_{N_2} = p \cdot \dfrac{n_{N_2}}{n_{N_2} + n_{O_2}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{p_{O_2}}{p_{N_2}} = \frac{n_{O_2}}{n_{N_2}}$$

El valor de presión es:

$$\frac{p_{O_2}}{0{,}3\ \text{atm}} = \frac{2\,n_{N_2}}{n_{N_2}} \quad \rightarrow \quad p_{O_2} = 0{,}6\ \text{atm}$$

La presión total de la mezcla es:

$$p = p_{N_2} + p_{O_2} = (0{,}3 + 0{,}6)\ \text{atm} = 0{,}9\ \text{atm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.21. Se dispone de un recipiente de 1,16 L, con un manómetro incorporado que señala 800 mmHg de presión y en el que están mezclados 17,604 g de dióxido de carbono, 4,803 g de metano y 5,602 g de monóxido de carbono. La presión parcial de cada uno de los gases presentes es de:
a) Dióxido de carbono 465 mmHg, metano 213 mmHg y monóxido de carbono 122 mmHg.
b) Dióxido de carbono 300 mmHg, metano 235 mmHg y monóxido de carbono 265 mmHg.
c) Dióxido de carbono 355 mmHg, metano 227 mmHg y monóxido de carbono 218 mmHg.
d) Dióxido de carbono 355 mmHg, metano 267 mmHg y monóxido do carbono 178 mmHg.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_A = p\,y_A = p \cdot \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C}$$

El número de moles de cada gas y el número total de moles mezcla son, respectivamente:

$$\left.\begin{array}{r} n_{CO_2} = 17{,}604\ \text{g}\ CO_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} = 0{,}400\ \text{mol}\ CO_2 \\ n_{CH_4} = 4{,}803\ \text{g}\ CH_4 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16{,}0\ \text{g}\ CH_4} = 0{,}300\ \text{mol}\ CH_4 \\ n_{CO} = 5{,}602\ \text{g CO} \cdot \dfrac{1\ \text{mol CO}}{28{,}0\ \text{g CO}} = 0{,}200\ \text{mol CO} \end{array}\right\} \rightarrow \quad n_{total} = 0{,}900\ \text{mol}$$

La presión parcial ejercida por cada gas en el recipiente es:

$$p_{CO_2} = 800\ \text{mmHg} \cdot \frac{0{,}400\ \text{mol}\ CO_2}{0{,}900\ \text{mol mezcla}} = 355\ \text{mmHg}$$

$$p_{CH_4} = 800\ \text{mmHg} \cdot \frac{0{,}300\ \text{mol}\ CH_4}{0{,}900\ \text{mol mezcla}} = 267\ \text{mmHg}$$

$$p_{CO} = 800 \text{ mmHg} \cdot \frac{0{,}400 \text{ mol CO}}{0{,}900 \text{ mol mezcla}} = 178 \text{ mmHg}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.22. La hipótesis de Avogadro:
a) Permite distinguir entre gases ideales y gases reales.
b) Explica la ley de los volúmenes de Gay-Lussac suponiendo que las moléculas de los elementos gaseosos comunes son diatómicas.
c) Establece que el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles.
d) Permite demostrar la ley de las proporciones múltiples.
e) Explica la ley de conservación de la masa.
f) Dice que todos los gases se dilatan en la misma proporción con la temperatura.
g) Permite demostrar la ley de las proporciones definidas.
h) Explica que 1 mol de cualquier gas contiene $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas.
i) Explica la ley de conservación de la energía.
j) Permite explicar la teoría de Bohr.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Murcia 2007) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Baleares 2015)

La hipótesis de Avogadro (1811) dice:

> "volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas",

puso fin a la discusión existente entre Dalton y Gay-Lussac. Para Dalton los elementos gaseosos estaban formados por átomos, mientras que la ley de Gay-Lussac solo tenía explicación si se les consideraba moléculas diatómicas.

Dalton $\rightarrow$ H (hidrógeno) + O (oxígeno) $\rightarrow$ HO (agua)

Gay-Lussac $\rightarrow$ 2 H_2 (hidrógeno) + O_2 (oxígeno) $\rightarrow$ 2 H_2O (agua)

Por otra parte, de acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales:

$$V = n\frac{RT}{p}$$

Si se comparan los gases en las mismas condiciones de p y T y, teniendo en cuenta que R es una constante se tiene que:

$$V = n\,k$$

El volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del mismo.

Las respuestas correctas son **b** y **c**.

(Esta cuestión está propuesta en diferentes olimpiadas repitiéndose algunas de las opciones, de ahí que se haya decidido unificarlas todas en una única cuestión).

3.23. Si se comparan 1 mol de Cl_2 y 2 mol de neón, en condiciones normales, se puede afirmar que:
a) Contienen el mismo número de moléculas.
b) Tienen la misma energía cinética media.
c) Ocupan el mismo volumen.
d) Tienen la misma velocidad cuadrática media.
e) Tienen la misma velocidad de efusión.

(O.Q.N. Almería 1999)

a) Falso. De acuerdo con el concepto de mol, el número de partículas de Ne es el doble que las de Cl_2. Además, el Ne es un gas inerte y no forma moléculas.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende su temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

Como ambos gases se encuentran a la misma temperatura, los dos tienen la misma energía cinética media.

c) Falso. De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), el volumen que ocupa el Ne es el doble que el ocupado por el Cl_2.

d) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa molar sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de Maxwell:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad cuadrática media del Ne es mayor ya que tiene menor masa molar.

e) Falso. De acuerdo con la ley de Graham (1833):

> "las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares"

$$\frac{u_{\text{A}}}{u_{\text{B}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{B}}}{M_{\text{A}}}} \quad \rightarrow \quad \frac{u_{\text{Ne}}}{u_{\text{Cl}_2}} = \sqrt{\frac{M_{\text{Cl}_2}}{M_{\text{Ne}}}}$$

La velocidad de efusión del Ne es mayor ya que tiene menor masa molar que el Cl_2.

La respuesta correcta es la **b**.

3.24. Si una mezcla gaseosa está formada por masas idénticas de helio y monóxido de carbono, ¿cómo serán sus presiones parciales?
a) Iguales.
b) La del CO será mayor por ser más grande su molécula.
c) La del helio será mayor por contener un mayor número de partículas.
d) La del helio será mayor por contener un mayor número de moléculas de He_2.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

Suponiendo que la mezcla contiene 1,0 g de cada gas y considerando comportamiento ideal, la presión parcial ejercida por un gas en un recipiente de volumen V a determinada temperatura T es proporcional al número de moles de gas:

$$p = n\frac{RT}{V}$$

El número de moles de cada gas es:

$$1{,}0 \text{ g He} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{4{,}0 \text{ g He}} = 0{,}25 \text{ mol He} \qquad 1{,}0 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28{,}0 \text{ g CO}} = 0{,}036 \text{ mol CO}$$

a) Falso. Si el número de moles es diferente las presiones parciales también lo serán.

b) Falso. La propuesta es absurda ya que el tamaño de las moléculas no influye en la presión que estas ejerzan.

c) **Verdadero**. Si el número de moles de He es mayor que el de CO también lo es el número de moléculas.

d) Falso. La propuesta es absurda ya que el He es un gas noble y no forma moléculas.

La respuesta correcta es la **c**.

3.25. Un recipiente cerrado contiene una mezcla de 1 volumen de oxígeno con 2 volúmenes de hidrógeno en equilibrio térmico, luego:
a) El hidrógeno y el oxígeno tendrán la misma presión parcial.
b) Habrá el mismo número de moléculas de cada gas en la mezcla.
c) La energía cinética media de las moléculas de cada gas será la misma.
d) La velocidad cuadrática media de las moléculas de cada gas será la misma.

(O.Q.L. Murcia 1999)

a) Falso.

$$p_{H_2} = p_{O_2}$$

La presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$\left.\begin{aligned} p_{H_2} &= p \cdot y_{H_2} = p \cdot \frac{n_{H_2}}{n_{H_2} + n_{O_2}} \\ p_{O_2} &= p \cdot y_{O_2} = p \cdot \frac{n_{O_2}}{n_{H_2} + n_{O_2}} \end{aligned}\right\} \quad \rightarrow \quad n_{H_2} = n_{O_2}$$

De acuerdo con la ley de Avogadro:

$$V = n\,k \qquad \text{siendo } k \text{ el volumen molar}$$

$$\frac{V_{H_2}}{k} = \frac{V_{O_2}}{k} \quad \rightarrow \quad V_{H_2} = V_{O_2}$$

Lo que es contrario a la propuesta:

$$V_{H_2} = 2\,V_{O_2}$$

b) Falso. Según se ha explicado en el apartado anterior, el número de moles y, por consiguiente, el de moléculas de H_2 es el doble que el de O_2.

c) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

d) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura (equilibrio térmico) tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de Maxwell:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

Las moléculas de H_2 tienen mayor velocidad cuadrática media ya que de ambos gases este es el que tiene menor masa molar.

La respuesta correcta es la **c**.

3.26. El volumen de amoníaco que se puede obtener con 5 L de nitrógeno gaseoso y 9 L de hidrógeno gaseoso, midiendo todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura, es:
a) 14 L
b) 6 L
c) 10 L
d) Es necesario conocer los valores de presión y temperatura.

(O.Q.L. Murcia 1999)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre N_2 y H_2 es:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción es, 1 L de N_2 reacciona con 3 L de H_2 y producen 2 L de NH_3. Por lo tanto, la relación volumétrica (molar) es:

$$\frac{9\ L\ H_2}{5\ L\ N_2} = 1{,}8$$

Como la relación molar es menor que 3 quiere decir que sobra N_2, por lo que H_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de NH_3 formado:

$$9\ L\ H_2 \cdot \frac{2\ L\ NH_3}{3\ L\ H_2} = 6\ L\ NH_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.27. Una mezcla gaseosa está formada por 4 mmol de H_2 por cada mmol de Ne. ¿Cuál será la presión parcial del Ne?
a) 1/4 de la presión total.
b) 3/4 de la presión total.
c) 1 atmósfera.
d) 1/5 de la presión total.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_A = p\ y_A = p \cdot \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

La presión parcial ejercida por cada gas en el recipiente es:

$$\left.\begin{array}{l} p_{H_2} = p \cdot \dfrac{4\ \text{mmol}\ H_2}{4\ \text{mmol}\ H_2 + 1\ \text{mmol He}} \\[2ex] p_{He} = p \cdot \dfrac{1\ \text{mmol He}}{4\ \text{mmol}\ H_2 + 1\ \text{mmol He}} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{p_{H_2}}{p_{He}} = 4$$

La presión total de la mezcla es:

$$p = p_{H_2} + p_{He} \quad \rightarrow \quad p = 5\ p_{He} \quad \rightarrow \quad p_{He} = \frac{p}{5}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.28. Se sabe que 40,4 g de un gas noble ocupan el mismo volumen que 8,00 g de He en las mismas condiciones de presión y temperatura. ¿De qué gas noble se trata?
a) Ne
b) Ar
c) Kr
d) Xe

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), si ambos gases ocupan el mismo volumen en idénticas condiciones de presión y temperatura, es que se trata de muestras gaseosas integradas por el mismo número de partículas (moles):

$$\text{moles X} = \text{moles He}$$

$$40{,}4\ \text{g X} \cdot \frac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}} = 8{,}00\ \text{g He} \cdot \frac{1\ \text{mol He}}{4{,}00\ \text{g He}} \quad \rightarrow \quad M = 20{,}2\ \text{g mol}^{-1}$$

Esa masa molar corresponde al gas noble, neón, Ne.

La respuesta correcta es la **a**.

3.29. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones, relacionadas todas con la ley de Avogadro y sus consecuencias, es falsa?
a) Volúmenes iguales de hidrógeno (H_2) y dióxido de azufre (SO_2), medidos en condiciones normales, contienen el mismo número de moléculas.
b) Dos volúmenes de hidrógeno y un volumen de metano (CH_4), medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen igual número de átomos de hidrógeno.
c) Volúmenes iguales de dióxido de carbono (CO_2) y de metano (CH_4), medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen igual número de átomos de carbono.
d) El volumen, medido en condiciones normales, ocupado por 3 mol de átomos de cloro es, aproximadamente, de 33,6 dm^3.
e) El volumen, medido en condiciones normales, ocupado por 1 mol de átomos de cualquier elemento gaseoso es, aproximadamente, de 11,2 dm^3.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2009) (O.Q.L. País Vasco 2009)

Para responder a las cuestiones propuestas hay que tener en cuenta:

La ley de Avogadro (1811) dice:

> "volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas".

$$V = n\frac{RT}{p}$$

Si se comparan los gases en las mismas condiciones de p y T y, teniendo en cuenta que R es una constante se tiene que:

$$V = n\,k$$

El volumen molar de un gas en condiciones normales es 22,4 L mol^{-1}.

Un mol de cualquier gas está integrado por un número de Avogadro, N_A, de moléculas.

a) Verdadero. Si los volúmenes son iguales, el número de moles también lo es y, por consiguiente, también el número de moléculas.

b) Verdadero. Suponiendo condiciones normales:

$$2\,V\ \text{L H}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2}{22{,}4\ \text{L H}_2} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos H}}{1\ \text{mol H}} = \frac{V \cdot N_A}{5{,}6}\text{átomos H}$$

$$V\ \text{L CH}_4 \cdot \frac{1\ \text{mol CH}_4}{22{,}4\ \text{L CH}_4} \cdot \frac{4\ \text{mol H}}{1\ \text{mol CH}_4} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos H}}{1\ \text{mol H}_2} = \frac{V \cdot N_A}{5{,}6}\text{átomos H}$$

c) Verdadero. Suponiendo condiciones normales:

$$V\ \text{L CO}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{22{,}4\ \text{L CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos C}}{1\ \text{mol C}} = \frac{V \cdot N_A}{22{,}4}\text{átomos C}$$

$$V\ \text{L CH}_4 \cdot \frac{1\ \text{mol CH}_4}{22{,}4\ \text{L CH}_4} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CH}_4} \cdot \frac{N_A\ \text{átomos C}}{1\ \text{mol C}} = \frac{V \cdot N_A}{22{,}4}\text{átomos C}$$

d) Verdadero.

$$3\ \text{mol Cl} \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}_2}{2\ \text{mol Cl}} \cdot \frac{22{,}4\ \text{dm}^3\ \text{Cl}_2}{1\ \text{mol Cl}_2} = 33{,}6\ \text{dm}^3\ \text{Cl}_2$$

e) **Falso**. Suponiendo que se trate de un gas noble como el He:

$$1\ \text{mol He} \cdot \frac{22{,}4\ \text{dm}^3\ \text{He}}{1\ \text{mol He}} = 22{,}4\ \text{dm}^3\ \text{He}$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.30. Considerando aplicables los modelos de gas ideal y la teoría cinética de gases, sería correcto afirmar que:
a) Incluso a temperaturas muy altas, es probable encontrar algunas moléculas con velocidad prácticamente nula.
b) Solo se consideran las interacciones entre moléculas de tipo atractivo.
c) La velocidad media de las moléculas de un gas es la velocidad más probable que va a tener una molécula.
d) El volumen de las moléculas en el modelo va a depender de la masa molecular del gas.
e) La velocidad media de las moléculas de H_2 y las de N_2 es la misma para una misma temperatura.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2002)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, se habla de energía cinéticas medias, lo que quiere decir que todas las moléculas no tienen que tener la misma velocidad.

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

b) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, las interacciones de tipo atractivo solo se tienen en cuenta en el instante del choque.

c) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la velocidad media se considera teniendo en cuenta todas las moléculas de gas, esto no quiere decir que todas las moléculas tengan la misma velocidad.

d) Falso. El volumen que ocupan las moléculas no tiene nada que ver con la masa molecular del gas.

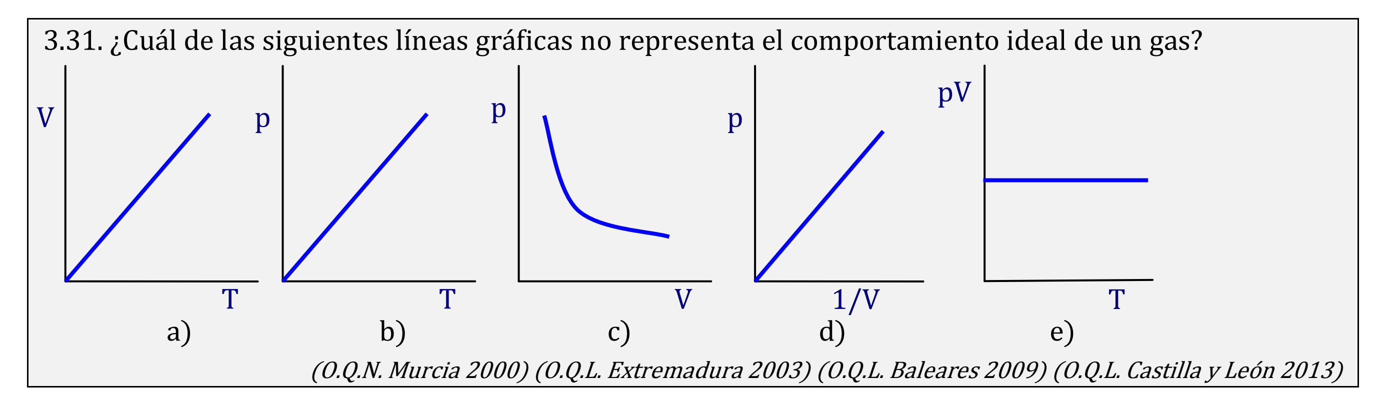
e) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa molar sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de Maxwell:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad cuadrática media del H_2 es mayor ya que de los dos gases es el que tiene menor masa molar.

La respuesta correcta es la **a**.

3.31. ¿Cuál de las siguientes líneas gráficas no representa el comportamiento ideal de un gas?



(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Baleares 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2013)

a) Verdadero. La gráfica corresponde a la ley de Charles para las transformaciones isobáricas (1787) que se ajusta a la siguiente ecuación:

$$\frac{V}{T} = k$$

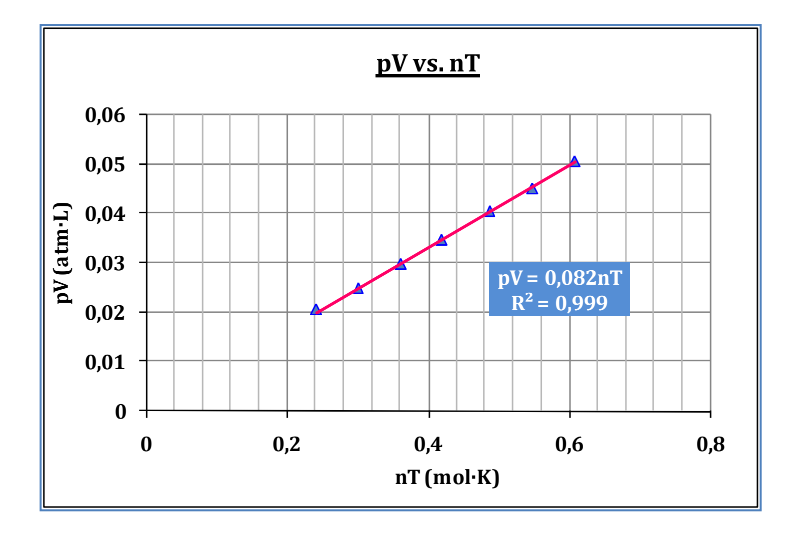
b) Verdadero. La gráfica corresponde a la ley de Gay-Lussac para las transformaciones isócoras (1803) que se ajusta a la siguiente ecuación:

$$\frac{p}{T} = k$$

c-d) Verdadero. Las gráficas corresponden a la ley de Boyle-Mariotte para las transformaciones isotérmicas (1662) que se ajusta a la siguiente ecuación:

$$p\,V = k$$

e) **Falso**. Para un gas ideal la representación correcta sería:



La respuesta correcta es la **e**.

3.32. Considere que se está comprimiendo un gas en un recipiente cerrado, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) Disminuye el volumen.
b) Aumenta la temperatura.
c) El número de moles permanece constante.
d) Disminuye la densidad.
e) Disminuye la entropía.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2008)

a) Verdadero. Si se considera un recipiente en el que la temperatura permanece constante, es aplicable la ley de Boyle y Mariotte de las transformaciones isotérmicas (1662) que dice que:

> "para una masa de gas a temperatura constante la presión y el volumen son magnitudes inversamente proporcionales"

Si se comprime un gas se aumenta la presión, por lo tanto, disminuye el volumen.

b) Verdadero. Si se comprime un gas se aproximan las moléculas que lo forman, por lo tanto, pueden aparecer enlaces intermoleculares entre estas. Siempre que se forma un enlace se desprende energía y, por tanto, aumenta la temperatura del gas.

c) Verdadero. El número de moles de gas solo depende del número de moléculas que lo integran, si se aumenta la presión lo único que se hace es aproximar sus moléculas.

d) **Falso**. Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas, en determinadas condiciones de p y T, viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Si se comprime un gas se aumenta la presión, por lo tanto, aumenta su densidad.

e) Verdadero. Si se considera un recipiente en el que la temperatura permanece constante, si se comprime un gas, se aumenta la presión, por lo tanto, disminuye su volumen y las moléculas pierden capacidad de desordenarse, es decir, disminuye la entropía del gas.

La respuesta correcta es la **d**.

3.33. La combustión completa de 0,336 L de un hidrocarburo gaseoso, medidos en condiciones normales, produce 0,06 mol de dióxido de carbono. ¿Cuántos átomos de carbono tiene cada molécula del hidrocarburo?
a) 1
b) 2
c) 4
d) 6
e) 8

(O.Q.N. Murcia 2000)

En la combustión del hidrocarburo, todo el carbono se transforma en CO_2 y el hidrógeno en H_2O:

$$C_xH_y(g) + \left[x + \frac{y}{4}\right] O_2(g) \rightarrow x\,CO_2(g) + \frac{y}{2}\,H_2O(g)$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación volumétrica coincide con la relación molar y permite obtener el número de átomos de carbono del hidrocarburo C_xH_y:

$$\frac{0{,}06 \text{ mol } CO_2}{0{,}336 \text{ L } C_xH_y} \cdot \frac{22{,}4 \text{ L } C_xH_y}{1 \text{ mol } C_xH_y} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} = 4\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol } C_xH_y}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.34. Si se duplica el volumen de una cierta masa gaseosa manteniendo constante su temperatura:
a) Aumentan su presión y su entropía.
b) Su entropía se reduce a la mitad y su presión se duplica.
c) Disminuyen su presión y su entropía.
d) Su presión disminuye pero su entropía aumenta.

(O.Q.L. Murcia 2000)

De acuerdo con la ley de Boyle y Mariotte de las transformaciones isotérmicas (1662) que dice que:

> "para una masa de gas a temperatura constante, la presión y el volumen son magnitudes inversamente proporcionales"

si el volumen se duplica, la presión se reduce la mitad, y la entropía aumenta ya que al aumentar el volumen las partículas están más separadas y aumenta su capacidad para desordenarse.

La respuesta correcta es la **d**.

3.35. ¿Cuál de las siguientes sustancias, en estado gaseoso, necesitará para su combustión completa un volumen de oxígeno triple del propio, medidos ambos a la misma p y T?
a) CH_3OH
b) C_2H_6
c) C_2H_5OH
d) C_6H_6

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Cantabria 2015)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la combustión de las cuatro sustancias son:

$$CH_3OH(g) + \frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

$$C_2H_6(g) + \frac{7}{2}O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

$$C_2H_5OH(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

$$C_6H_6(g) + \frac{15}{2}O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la reacción en la que relación de volúmenes O_2/compuesto es 3/1 es la correspondiente a la combustión del C_2H_5OH, etanol.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997).

3.36. A las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación entre las densidades del oxígeno y de un gas desconocido es 0,451. El gas desconocido debe ser:
a) Monóxido de carbono (CO)
b) Dióxido de nitrógeno (NO_2)
c) Dióxido de carbono (CO_2)
d) Dicloro (Cl_2)

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2017)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas, en determinadas condiciones de p y T, viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del O_2 y del gas X:

$$\frac{\rho_{O_2}}{\rho_X} = \frac{\frac{p\,M_{O_2}}{R\,T}}{\frac{p\,M_X}{R\,T}} \qquad \rightarrow \qquad \frac{\rho_{O_2}}{\rho_X} = \frac{M_{O_2}}{M_X}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_X = \frac{1}{0{,}452} \cdot (32\text{ g mol}^{-1}) = 71\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \qquad \rightarrow \qquad \text{El gas X es } Cl_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.37. El volumen molar de un gas a 3,50 atm y 75 °C es:
a) 8,15 L
b) 22,4 L
c) 300 L
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

Considerando comportamiento ideal, el volumen molar de un gas en determinadas condiciones de p y T se calcula mediante la expresión:

$$V = \frac{nRT}{p}$$

El valor del volumen molar en las condiciones dadas es:

$$V = \frac{1\text{ mol} \cdot (0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) \cdot (75 + 273{,}15)\text{ K}}{3{,}50\text{ atm}} = 8{,}15\text{ L}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.38. Un gas tiene una densidad de 1,96 g L^{-1} en condiciones normales. ¿Cuál de los siguientes gases puede ser?
a) O_2
b) SO_2
c) CO_2
d) N_2

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de una sustancia gaseosa puede determinarse mediante la siguiente expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la masa molar de ese gas es:

$$M = \frac{(1{,}96\text{ g L}^{-1}) \cdot (0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\ 273{,}15\text{ K}}{1\text{ atm}} = 43{,}9\text{ g mol}^{-1}$$

La masa molar obtenida se corresponde con la del CO_2.

La respuesta correcta es la **c**.

3.39. Si se calientan 200 mL de un gas desde 10 °C a 20 °C manteniendo constantes el número de moléculas y la presión, el volumen que ocupará será aproximadamente:
a) 50 mL
b) 200 mL
c) 450 mL
d) 207 mL

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La expresión matemática de la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787) es:

$$\frac{V_1}{T_1}=\frac{V_2}{T_2}$$

El valor del volumen a la temperatura dada es:

$$\frac{200\ \text{mL}}{(10+273{,}15)\ K}=\frac{V_2}{(20+273{,}15)\ K} \quad\rightarrow\quad V_2=207\ \text{mL}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.40. Se recoge una muestra de oxígeno sobre agua 25 °C. La presión de vapor del agua a esa temperatura es igual a 23,8 mmHg. Si la presión total es 500 mmHg, las presiones parciales del oxígeno y del agua son:
a) 476,2 mmHg el O_2 y 23,8 mmHg el H_2O.
b) 250 mmHg el O_2 y 250 mmHg el H_2O.
c) 500 mmHg el O_2 y 0 mmHg el H_2O.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_{\text{total}}=p_{O_2}+p°$$

El valor de presión parcial del O_2 es:

$$p_{O_2}=(500-23{,}8)\ \text{mmHg}=476{,}2\ \text{mmHg}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.41. Dadas las siguientes afirmaciones indique cuáles son correctas:
1) La velocidad con que se mueven las moléculas en un gas depende de la temperatura.
2) Al aumentar la temperatura disminuye la energía cinética de las moléculas.
3) Excepto a presiones muy elevadas, el volumen de una molécula gaseosa es muy pequeño en relación con el volumen del recipiente.
4) En el estado líquido y sólido las moléculas nunca interaccionan entre sí.

a) 1
b) 1 y 3
c) 4
d) 1 y 2

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación de Maxwell, la velocidad de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta:

$$\bar{u}=\sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad\rightarrow\quad \begin{cases}\bar{u}=\text{velocidad cuadrática media}\\ R=\text{constante de los gases}\\ T=\text{temperatura absoluta}\\ M=\text{masa molar}\end{cases}$$

2) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de las moléculas de gas aumenta con la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

3) **Verdadero**. Cuando las presiones son bajas, los gases tienen tendencia a expandirse y el volumen ocupado por las moléculas es despreciable comparado con el volumen del gas.

d) Falso. Las interacciones entre moléculas son muy grandes en el estado sólido y líquido.

La respuesta correcta es la **b**.

3.42. La constante universal de los gases, R, se puede expresar de las siguientes formas:

1) 8,31 cal/mol K 2) 0,082 atm L/mol K
3) 8,31 kPa dm^3/mol K 4) 1,98 J/mol K

a) 1
b) 2 y 3
c) 4
d) 1 y 2

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

El valor 2 se puede obtener a partir de la ecuación de estado de los gases ideales. Sabiendo que 1 mol de gas, a 1 atm y 273,15 K, ocupa un volumen de 22,4 L:

$$R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22{,}4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273{,}15 \text{ K}} = 0{,}0820 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$$

Los valores 1 y 4 tienen las unidades intercambiadas entre sí.

Cambiando las unidades del valor 2 se obtiene el valor 3:

$$R = 0{,}0820 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ L}} \cdot \frac{101{,}3 \text{ kPa}}{1 \text{ atm}} = 8{,}31 \frac{\text{kPa dm}^3}{\text{mol K}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.43. Se pesa un recipiente cerrado que contiene NH_3 en estado gaseoso a una determinada presión y temperatura. Este recipiente se vacía y se llena con O_2 gaseoso a la misma presión y temperatura. Señale la proposición correcta:

a) El peso del vapor de NH_3 es igual al peso del O_2.
b) El número de moléculas de NH_3 y O_2 es diferente.
c) El número de átomos en el recipiente cuando contiene NH_3 es igual al número de átomos cuando contiene O_2.
d) El número de átomos en el recipiente cuando contiene NH_3 es 2 veces mayor que cuando contiene O_2.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Murcia 2005)

Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal, el número de moles de gas se calcula mediante la siguiente expresión:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

De acuerdo con el enunciado propuesto, ese número es el mismo para ambos gases.

a) Falso. Teniendo en cuenta que las masas molares de ambos gases, M, son diferentes las masas de gas también lo serán. La masa de gas se calcula mediante la siguiente expresión:

$$m = M\frac{pV}{RT}$$

b) Falso. Si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es.

c) Falso. Si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es, pero la molécula de O_2 es diatómica y de NH_3 tetraatómica, por lo tanto, el número de átomos en el recipiente es diferente en cada caso.

d) **Verdadero**. Si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es, pero como la molécula de O_2 es diatómica y de NH_3 tetraatómica, por lo tanto, el número de átomos en el recipiente con NH_3 es el doble que en el que contiene O_2.

La respuesta correcta es la **d**.

3.44. Un recipiente cerrado contiene 100 mL de un gas que se caliente desde 10 °C a 24 °C, manteniendo constante la presión, el volumen resultante es:
a) 114 mL
b) 100 mL
c) 105 mL
d) 200 mL

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La expresión matemática de la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787) es:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

El valor del volumen a 24 °C es:

$$\frac{100\ \text{mL}}{(10+273{,}15)\ \text{K}} = \frac{V_2}{(24+273{,}15)\ \text{K}} \qquad \rightarrow \qquad V_2 = 105\ \text{mL}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.45. Dos moles de un gas ocupan un volumen, V, cuando se encuentra a la presión de 2 atm y temperatura de 25 °C. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:

1) Este gas ocupa el mismo volumen, V, si la presión es 1 atm y la temperatura 50 °C.
2) Un mol de este gas ocupa el mismo volumen, V, a la presión de 4 atm y 25 °C.
3) Un mol de este gas ocupa un volumen, V, a Ia presión de 1 atm y 25 °C.
4) Los dos moles de gas ocupan un volumen 2 V, a Ia presión de 2 atm y 323 °C.

a) Solo 1 y 3
b) Solo 2 y 3
c) Solo 3 y 4
d) Ninguna

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por 2 mol de gas a 2 atm y 25 °C es:

$$V = \frac{2\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25+273{,}15)\ \text{K}}{2\ \text{atm}} = 24{,}4\ \text{L}$$

1) Falso. Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por 2 mol de gas a 1 atm y 50 °C es:

$$V = \frac{2\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (50+273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 53{,}0\ \text{L}$$

2) Falso. Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por 1 mol de gas a 4 atm y 25 °C es:

$$V = \frac{1\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{4\ \text{atm}} = 6{,}1\ \text{L}$$

3) **Verdadero**. Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por 1 mol de gas a 1 atm y 25 °C es:

$$V = \frac{1\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 24{,}4\ \text{L}$$

4) Falso. Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por 2 mol de gas a 2 atm y 323 °C es:

$$V = \frac{2\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (323 + 273{,}15)\ \text{K}}{2\ \text{atm}} = 48{,}7\ \text{L}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.46. Se tienen dos matraces de vidrio del mismo volumen, cerrados y a la misma temperatura de 25 °C. El matraz A contiene 2 g de hidrógeno y el matraz B contiene 32 g de oxígeno. Indique si alguna de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) Los dos recipientes contienen igual número de moles.
b) Los dos recipientes tienen inicialmente la misma presión.
c) Si se eleva la temperatura de 25 °C hasta 50 °C en los dos matraces, la presión en A seguirá siendo igual a la presión en B.
d) Si se ponen en comunicación los dos matraces, la presión en total será la misma en A y en B, y su valor será el doble de la presión inicial al sumarse las presiones.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) Verdadero. El número de moles de ambos gases:

$$2\ \text{g}\ H_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2}{2{,}0\ \text{g}\ H_2} = 1\ \text{mol}\ H_2 \qquad 32\ \text{g}\ O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} = 1\ \text{mol}\ O_2$$

b) Verdadero. Considerando comportamiento ideal, si el número de moles de ambos gases es idéntico las presiones que ejercen también lo son:

$$p_{H_2} = \frac{1\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{V\ \text{L}} = \frac{24{,}4}{V}\ \text{atm}$$

$$p_{O_2} = \frac{1\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{V\ \text{L}} = \frac{24{,}4}{V}\ \text{atm}$$

c) Verdadero. Considerando comportamiento ideal, si la temperatura se eleva hasta los 50 °C, las nuevas presiones son:

$$p_{H_2} = \frac{1\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (50 + 273{,}15)\ \text{K}}{V\ \text{L}} = \frac{26{,}5}{V}\ \text{atm}$$

$$p_{O_2} = \frac{1\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (50 + 273{,}15)\ \text{K}}{V\ \text{L}} = \frac{26{,}5}{V}\ \text{atm}$$

d) **Falso**. Considerando comportamiento ideal, al conectar ambos matraces la presión es la misma en cada matraz e igual a la que había antes de conectarlos ya que si el número de moles es el doble, el volumen también lo es:

$$p = \frac{2\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (50 + 273{,}15)\ \text{K}}{2V\ \text{L}} = \frac{26{,}5}{V}\ \text{atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.47. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

1) Para determinar la masa molecular de un gas, suponiendo comportamiento ideal, lo más adecuado es pesar un volumen conocido a temperaturas bajas y presiones altas.
2) En iguales condiciones de presión y temperatura, dos moles de He ocuparán el mismo volumen que un mol de N_2.
3) A igualdad de temperatura, todos los gases tienen la misma energía cinética.
4) A volumen constante, la presión de un gas es inversamente proporcional a la temperatura.

a) 2 y 3
b) 1 y 4
c) 1, 2 y 3
d) Solo 3

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1) Incorrecto. Para que un gas tenga comportamiento ideal y así poder aplicarle la ecuación de estado, $pV = nRT$, es preciso que se encuentre sometido a temperaturas altas y presiones bajas.

2) Incorrecto. De acuerdo con la ley de Avogadro, en iguales condiciones de temperatura y presión, 2 mol de He ocupan doble volumen que 1 mol de N_2.

3) **Correcto**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende su temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

4) Incorrecto. De acuerdo con la ley de Gay-Lussac (1802), la presión ejercida por un gas a volumen constante es directamente proporcional a su temperatura absoluta:

$$\frac{p}{T} = k$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.48. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

1) Si el aire saturado de humedad contenido en un matraz de 1 L a 80 °C, se enfría hasta 50 °C, condensará agua.
2) Si el aire saturado de humedad contenido en un matraz de 1 L a 80 °C, se expande hasta un volumen de 10 L manteniendo constante la temperatura, la presión del agua disminuirá.
3) Si se tienen dos matraces, uno de 10 L y otro de 2 L, conteniendo ambos aire saturado de humedad a 40 °C, la presión ejercida por el agua será igual en ambos matraces.
4) Si un gas A y otro B se encuentran en un mismo recipiente cerrado, la presión parcial de A y la de B serán iguales.

a) Solo 1, 2 y 3
b) Solo 1, 3 y 4
c) Solo 1 y 2
d) Todas

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La presión que ejerce el vapor procedente de un líquido es directamente proporcional a su temperatura.

1) **Correcto**. Si desciende la temperatura del aire, la presión de vapor del agua se hace menor y, por tanto, condensa agua.

2) **Correcto**. Aunque la presión de vapor del agua se mantiene constante al no cambiar la temperatura del aire, si el gas se expande, de acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte (1662), la presión parcial del agua disminuye.

3) **Correcto**. Si la temperatura del aire es la misma en ambos matraces, la presión de vapor del agua debe ser la misma aunque el volumen de los matrace sea diferente.

4) Incorrecto. Las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases solo serán idénticas si el número de moles de cada uno también lo es.

La respuesta correcta es la **a**.

3.49. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

1) A igualdad de temperatura, la presión ejercida por un mol de gas en un matraz de 5 L es igual a la ejercida por cinco moles en un matraz de un litro.
2) A igualdad de temperatura y volumen, $6{,}023 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 ejercen igual presión que $12{,}046 \cdot 10^{23}$ moléculas de Ne.
3) La presión total de una mezcla de gases es suma de las presiones parciales ejercidas por cada uno de sus componentes.
4) Por mucho que se aumente la presión, un gas no puede licuarse a temperaturas superiores a su temperatura crítica.

a) Solo 1
b) 1 y 2
c) 1, 2 y 4
d) 3 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1) Incorrecto. Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por cada muestra de gas es:

$$p_1 = \frac{1\ \text{mol} \cdot RT}{5\ \text{L}} = \frac{RT}{5}\ \text{atm} \qquad\qquad p_2 = \frac{5\ \text{mol} \cdot RT}{1\ \text{L}} = 5\ RT\ \text{atm}$$

2) Incorrecto. Considerando comportamiento ideal, y teniendo en cuenta que no existen moléculas de Ne sino átomos, la presión ejercida por cada muestra de gas es:

$$p_{O_2} = \frac{6{,}023 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ O_2 \cdot RT}{V} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ O_2} = \frac{RT}{V}\ \text{atm}$$

$$p_{\text{Ne}} = \frac{12{,}046 \cdot 10^{23}\ \text{átomos Ne} \cdot RT}{V} \cdot \frac{1\ \text{mol Ne}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos Ne}} = 2\frac{RT}{V}\ \text{atm}$$

3) **Correcto**. La ley de Dalton de las presiones parciales (1801) dice:

"la presión total de una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de los componentes de la misma".

4) **Correcto**. La temperatura crítica de un gas es aquella por encima de la cual por mucho que se eleve la presión, el gas no puede licuarse ya que las moléculas se mueven a tal velocidad que es imposible que se establezcan fuerzas intermoleculares entre ellas.

La respuesta correcta es la **d**.

3.50. Se hacen reaccionar completamente 1 L de C_3H_6O (acetona) y 4 L de O_2. El volumen ocupado por los productos es:

a) 6,00 L
b) 22,4 L
c) 44,8 L
d) 67,2 L
e) Ninguno de los volúmenes indicados.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Considerando que la acetona se encuentra en estado gaseoso, la ecuación química correspondiente a la combustión de la acetona es:

$$C_3H_6O(g) + 4\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción es, 1 L de C_3H_6O reacciona con 4 L de O_2 y producen 3 L de CO_2 y 3 L de H_2O.

Como las cantidades de reactivos son estequiométricas se forman 6 L de productos.

La respuesta correcta es la **a**.

3.51. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

1) La velocidad media de las moléculas de un gas aumenta al aumentar su temperatura.
2) A igualdad de temperatura, cuanto mayor sea la masa molecular de un gas menor será la velocidad de sus moléculas.
3) Un gas real tiene un mayor covolumen cuanto menor sea el tamaño de sus moléculas.
4) Para un gas real, el valor del factor de corrección de la presión en la ecuación de van der Waals, es tanto mayor cuanto más fuertes sean sus fuerzas intermoleculares.

a) 1, 2 y 4
b) 2 y 4
c) Todas
d) 3 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1) **Correcto**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende su temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2} k\,T \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

Si aumenta la energía también aumenta la velocidad de la partícula.

2) **Correcto**. Como $E_k = ½\,mv^2$, cuanto mayor sea la masa, menor será la velocidad de la partícula.

3) Incorrecto. El covolumen es un concepto que aparece cuando se estudia los gases reales, y representa el volumen ocupado por las moléculas constitutivas de los mismos y que se debe restar al volumen total de la cantidad de gas, por lo tanto, cuanto menor sea el tamaño de las moléculas menor es el covolumen

4) **Correcto**. Cuanto mayores sean las fuerzas intermoleculares, mayor es el factor de corrección de la presión y menor el comportamiento ideal que tiene el gas.

La respuesta correcta es la **a**.

3.52. Sabiendo que la densidad de un gas respecto de la del helio es igual a 19,5; y que la masa atómica relativa del He es 4, ¿cuál debe ser la masa molar relativa de dicho gas?

a) 19,5
b) 39,0
c) 58,5
d) 78,0

(O.Q.L. Murcia 2001)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del gas X y del He:

$$\frac{\rho_X}{\rho_{He}} = \frac{\frac{p\,M_X}{RT}}{\frac{p\,M_{He}}{RT}} \quad \rightarrow \quad \frac{\rho_X}{\rho_{He}} = \frac{M_X}{M_{He}}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_X = 19{,}5 \cdot (4\text{ g mol}^{-1}) = 78{,}0\text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.53. En una mezcla inerte de gases hay $3{,}00 \cdot 10^{23}$ moléculas de A y $1{,}50 \cdot 10^{24}$ moléculas de B. Si la presión total de la mezcla es 600 Torr, las presiones parciales de A y B, en Torr, serán, respectivamente:
a) 104 y 416
b) 100 y 500
c) 259 y 261
d) No se puede saber al no disponer del dato de la temperatura.

(O.Q.L. Asturias 2001) (O.Q.L. Asturias 2007)

La expresión matemática de la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) es:

$$p_A = p\,y_A.$$

Las fracciones molares de A y B son, respectivamente:

$$y_A = \frac{3{,}00 \cdot 10^{23}\text{ moléculas A} \cdot \frac{1\text{ mol A}}{N_A\text{ moléculas A}}}{3{,}00 \cdot 10^{23}\text{ moléculas A} \cdot \frac{1\text{ mol A}}{N_A\text{ moléculas A}} + 1{,}50 \cdot 10^{24}\text{ moléculas B} \cdot \frac{1\text{ mol B}}{N_A\text{ moléculas B}}} = 0{,}167$$

$$y_A + y_B = 1 \quad \rightarrow \quad y_B = 1 - 0{,}167 = 0{,}833$$

El valor de la presiones parciales de A y B son, respectivamente:

$$p_A = 600\text{ Torr} \cdot 0{,}167 = 100\text{ Torr}$$

$$p_A + p_B = 600 \quad \rightarrow \quad p_B = (600 - 100)\text{ Torr} = 500\text{ Torr}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.54. Se recoge nitrógeno sobre agua a una temperatura de 40 °C y la presión de la muestra se midió a 796 mmHg. Si la presión de vapor del agua a 40 °C es 55 mmHg, ¿cuál es la presión parcial del nitrógeno gas?
a) 55 mmHg
b) 741 mmHg
c) 756 mmHg
d) 796 mmHg
e) 851 mmHg

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. La Rioja 2014)

Es un gas húmedo, es decir una mezcla del gas y vapor de agua. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_{total} = p_{N_2} + p°$$

El valor de la presión parcial del N_2 es:

$$p_{N_2} = (796 - 55)\text{ mmHg} = 741\text{ mmHg}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja se cambian los datos numéricos).

3.55. Comparando 0,5 mol de H_2(g) y 1,0 mol de He(g) temperatura y presión estándar, se puede afirmar que los gases:
a) Tienen la misma velocidad de efusión.
b) Tienen la misma velocidad media molecular.
c) Tienen la misma energía cinética molecular.
d) Ocupan volúmenes iguales.
e) Tienen la misma masa.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Madrid 2011)

a) Falso. De acuerdo con la ley de Graham (1833), las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_{\text{He}}}{u_{\text{H}_2}} = \sqrt{\frac{M_{\text{H}_2}}{M_{\text{He}}}}$$

La velocidad de efusión del H_2 es mayor ya que tiene menor masa molar.

b) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa molar, sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de Maxwell:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad cuadrática media del H_2 es mayor ya que de ambos gases es el tiene menor masa molar.

c) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende su temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

Como ambos gases se encuentran a la misma temperatura, los dos tienen la misma energía cinética media.

d) Falso. Según la ley de Avogadro, el volumen que ocupa el He es el doble que el ocupado por el H_2.

e) Falso. La masa de un gas depende de su número de moles y de su masa molar:

$$0{,}5 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2{,}0 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 1{,}0 \text{ g H}_2 \qquad\qquad 1 \text{ mol He} \cdot \frac{4{,}0 \text{ g He}}{1 \text{ mol He}} = 4{,}0 \text{ g He}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.56. En determinadas condiciones de presión y temperatura, la densidad del oxígeno es 1,429 g dm^{-3}; en estas condiciones, la densidad del propano será:
a) 1,964 g dm^{-3}
b) 1,429 g dm^{-3}
c) 1,039 g dm^{-3}
d) 1,568 g dm^{-3}

(O.Q.L. Murcia 2002)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del O_2 y del C_3H_8:

$$\frac{\rho_{C_3H_8}}{\rho_{O_2}} = \frac{\frac{p\,M_{C_3H_8}}{RT}}{\frac{p\,M_{O_2}}{RT}} \qquad \rightarrow \qquad \frac{\rho_{C_3H_8}}{\rho_{O_2}} = \frac{M_{C_3H_8}}{M_{O_2}}$$

El valor de la densidad del C_3H_8 es:

$$\rho_{C_3H_8} = 1{,}429 \text{ g dm}^{-3} \cdot \frac{44{,}0 \text{ g mol}^{-1}}{32{,}0 \text{ g mol}^{-1}} = 1{,}965 \text{ g dm}^{-3}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.57. En todas las cocinas en las que se utiliza gas, ya sea butano o propano, debe existir una salida al exterior al nivel del suelo; esto se debe a:
a) Una mera cuestión estética.
b) Que tanto el butano como el propano son más densos que el aire.
c) Los gases de la combustión son más pesados que el butano o el propano.
d) Que de esa forma se puede evacuar el nitrógeno del aire, con lo que la combustión será más eficaz.

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Baleares 2007)

El butano, C_4H_{10}, (58,0 g mol^{-1}) y el propano, C_3H_8, (44,0 g mol^{-1}) son gases más pesados que el aire (29,0 g mol^{-1}), por lo que ante una posible fuga, estos gases caerían y escaparían al exterior por la salida que se encuentra al nivel del suelo de la cocina, evitándose su acumulación en un recinto cerrado con el consiguiente peligro de explosión.

La respuesta correcta es la **b**.

3.58. Un vendedor de globos tiene un recipiente de 30 L lleno de hidrógeno a la temperatura de 25 °C y sometido a una presión de 8 atm. ¿Cuántos globos de 2 L, a la presión de 1 atm y misma temperatura, podría llenar con todo el hidrógeno del recipiente?
a) 15
b) 60
c) 120
d) 240

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Baleares 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2013)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de H_2 en el recipiente es:

$$n = \frac{8 \text{ atm} \cdot 30 \text{ L}}{RT} = \frac{240}{RT} \text{mol } H_2$$

El número de moles de H_2 en un globo a la presión de 1 atm es:

$$n' = \frac{1 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{RT} = \frac{2}{RT} \text{mol } H_2$$

El cociente entre ambos valores proporciona el número de globos que se pueden llenar con el H_2 contenido en el recipiente:

$$\frac{n}{n'} = \frac{240/RT}{2/RT} = 120$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.59. Se pesa un balón de vidrio cerrado que contiene metano en condiciones normales de presión y temperatura. Se vacía y se llena después con oxígeno en las mismas condiciones:
a) El peso del vapor de metano es igual al peso de oxígeno.
b) El número de moléculas de metano es la mitad que el número de moléculas de O_2.
c) El número total de átomos en el recipiente con metano es igual al número total de átomos de oxígeno.
d) El peso del vapor de metano es la mitad del peso de oxígeno.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal, si ocupan el mismo volumen en idénticas condiciones de presión y temperatura, el número de moles también lo es:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

a) Falso. Teniendo en cuenta que las masas molares de ambos gases, M, son diferentes, las masas de gas también lo serán. La masa de gas viene dada por la ecuación:

$$m = M\frac{pV}{RT}$$

b) Falso. De acuerdo con el concepto de mol, si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es.

c) Falso. Si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es, pero como las moléculas de O_2 y CH_4 están integradas por diferente número de átomos, el número total de átomos dentro del recipiente es diferente.

d) **Verdadero**. La relación entre las masas de vapor encerradas en cada recipiente es:

$$\frac{m_{CH_4}}{m_{O_2}} = \frac{M_{CH_4}\frac{p\,V}{R\,T}}{M_{O_2}\frac{p\,V}{R\,T}} \quad \rightarrow \quad \frac{m_{CH_4}}{m_{O_2}} = \frac{M_{CH_4}}{M_{O_2}} \quad \rightarrow \quad \frac{m_{CH_4}}{m_{O_2}} = \frac{16{,}0\text{ g mol}^{-1}}{32{,}0\text{ g mol}^{-1}} = \frac{1}{2}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.60. Dos recipientes cerrados de igual volumen contienen gases diferentes, A y B. Los dos gases están a la misma temperatura y presión. La masa del gas A es 1,0 g, mientras que la del gas B, que es metano, es 0,54 g. ¿Cuál de los siguientes gases es A?
a) SO_2
b) SO_3
c) O_3
d) C_2H_6

(O.Q.L. Baleares 2002)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), dos gases, medidos en idénticas condiciones de p y T, que ocupan el mismo volumen, quiere decir que están constituidos por el mismo número de moléculas o moles:

$$n_A = n_{CH_4} \quad \rightarrow \quad \frac{m_A}{M_A} = \frac{m_{CH_4}}{M_{CH_4}}$$

El valor de la masa molar del gas A es:

$$M_A = \frac{1{,}00\text{ g}}{0{,}540\text{ g}} \cdot (16{,}0\text{ g mol}^{-1}) = 29{,}6\text{ g mol}^{-1}$$

El valor obtenido es muy próximo a 30,0 g mol^{-1}, que corresponde al gas C_2H_6.

La respuesta correcta es la **d**.

3.61. Según la teoría cinético-molecular de la materia:
a) Los choques entre partículas pueden ser elásticos.
b) La velocidad de desplazamiento de las partículas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.
c) Las fuerzas de repulsión entre partículas son más importantes que las de atracción.
d) Todas son falsas.

(O.Q.L. Baleares 2002)

a) Falso. Los choques entre las partículas deben ser elásticos para que se mantenga constante la energía del sistema.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación de Maxwell, la velocidad de las moléculas viene dada por la expresión:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.62. La densidad del fluoruro de hidrógeno gaseoso, a 28 °C y 1 atm, es 2,30 g L^{-1}. Este dato permite afirmar:
a) Las moléculas de HF en fase gaseosa deben estar asociadas por enlaces de hidrógeno.
b) El HF se comporta como gas ideal a 28 °C y 1 atm.
c) El HF está completamente disociado en fase gas.
d) El enlace H—F es iónico.
e) La molécula de HF tiene momento dipolar nulo.
f) Un disolución acuosa con 3,65 g de HCl contiene $6{,}022 \cdot 10^{22}$ iones cloruro.
g) La molécula de HCl tiene momento dipolar nulo.

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Baleares 2011) (O.Q.L. Baleares 2012)

a) **Verdadero**. Considerando comportamiento de gas ideal:

$$M = \frac{(2{,}3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (28 + 273{,}15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 56{,}8 \text{ g mol}^{-1}$$

La masa molar del HF es 20 g mol^{-1}, observando que este valor es menor que el obtenido, quiere decir que las moléculas de HF están asociadas mediante enlaces intermoleculares de hidrógeno.

b-c) Falso. Como se visto en el apartado anterior, existe asociación intermolecular entre las moléculas de HF, por lo tanto, este no se comporta como un gas ideal.

d) Falso. La diferencia de electronegatividad entre el F ($\chi = 3{,}98$) y el H ($\chi = 2{,}20$) no es lo suficiente grande para que el enlace sea iónico, se trata de un enlace covalente polar.

e) Falso. La diferencia de electronegatividad entre el F ($\chi = 3{,}98$) y el H ($\chi = 2{,}20$) implica la formación de un dipolo en la molécula, por lo que esta sí presenta momento dipolar ($\mu = 1{,}90$ D).

f) **Verdadero**. El número de iones Cl^- de la disolución es:

$$3{,}65 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36{,}5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ ion Cl}^-}{1 \text{ mol Cl}^-} = 6{,}022 \cdot 10^{22} \text{ ion Cl}^-$$

g) Falso. La diferencia de electronegatividad entre el Cl ($\chi = 3{,}16$) y el H ($\chi = 2{,}20$) implica la formación de un dipolo en la molécula, por lo que esta sí tiene momento dipolar ($\mu = 1{,}11$ D).

Las respuestas correctas son **a** y **f**.

3.63. ¿Cuál de las siguientes parejas de gases será más difícil de separar por el método de efusión gaseosa?
a) O_2 y CO_2
b) N_2 y C_2H_4
c) H_2 y C_2H_4
d) He y Ne
d) He y O_2

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.N. Sevilla 2010)

De acuerdo con la ley de Graham (1833), las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

Observando las masas molares de las siguientes parejas de gases:

Gases	M_A / g mol^{-1}	M_B / g mol^{-1}	M_B/M_A
O_2 y CO_2	32	44	1,4
N_2 y C_2H_4	28	28	1
H_2 y C_2H_4	2	28	14
He y Ne	4	20	5
He y O_2	4	32	8

Será más difícil de separar la pareja de gases entre los que exista menor relación entre las masas molares. En este caso, la pareja $N_2 - C_2H_4$, ya que tienen, aproximadamente, la misma masa molar.

La respuesta correcta es la **b**.

3.64. Sabiendo que la masa molar del monóxido de carbono es 28,01 g; señale la proposición correcta:
a) Un mol de monóxido de carbono pesará 28,01 u.
b) La masa atómica del radón es 222, luego un mol de radón tiene 222/28 veces menos moléculas que un mol de monóxido de carbono, a p y T constantes.
c) En un litro de monóxido de carbono en estado gaseoso, en condiciones normales, habrá 28,01·2/22,41 átomos.
d) A 100 °C y 1 atm, un mol de monóxido de carbono tendrá $6{,}023 \cdot 10^{23}$ moléculas.
e) El número de partículas en una determinada cantidad de muestra depende de la temperatura.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. La masa molar del CO es 28,01 g.

b) Falso. En idénticas condiciones de p y T, 1 mol de Rn y 1 mol de CO contienen el mismo número partículas, aunque el Rn, por ser un gas noble no forma moléculas.

c) Falso. El número de átomos propuesto es absurdo, ya que se trata de un número muy pequeño. El valor correcto es:

$$1\ \text{L CO} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}}{22{,}4\ \text{L CO}} \cdot \frac{N_A\ \text{moléculas CO}}{1\ \text{mol CO}} \cdot \frac{2\ \text{átomos}}{1\ \text{molécula CO}} = \frac{N_A}{11{,}2}\ \text{átomos}$$

d) **Verdadero**. Un mol de cualquier gas contiene un número de Avogadro de moléculas, las condiciones de presión y temperatura solo afectan al volumen que ocupa.

e) Falso. El número de partículas de una determinada cantidad de muestra solo depende del número de moles de la misma.

La respuesta correcta es la **d**.

3.65. Señale la proposición correcta:
a) En 22,4 L de oxígeno gaseoso, a 0 ° C y 1 atm, hay N_A (número de Avogadro) átomos de oxígeno.
b) Al reaccionar 10 g de Mg o de Al con HCl se obtiene el mismo volumen de hidrógeno, a la misma presión y temperatura.
c) A presión constante, el volumen de un gas a 50 °C es el doble que a 25 °C.
d) El volumen de 14 g de nitrógeno es igual al de 16 g de oxígeno, a la misma presión y temperatura.
e) Un mol de oxígeno en estado sólido, líquido o gaseoso, ocupa 22,4 L a 0 °C y 1 atm.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso.

$$22{,}4\ \text{L O}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol O}_2}{22{,}4\ \text{L O}_2} \cdot \frac{N_A\ \text{moléculas O}_2}{1\ \text{mol O}_2} \cdot \frac{2\ \text{átomos O}}{1\ \text{molécula O}_2} = 2\ N_A\ \text{átomos O}$$

b) Falso. Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones del Mg y Al con HCl son:

$$2\ \text{HCl(aq)} + \text{Mg(s)} \rightarrow \text{MgCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

$$6\ \text{HCl(aq)} + 2\ \text{Al(s)} \rightarrow 2\ \text{AlCl}_3\text{(aq)} + 3\ \text{H}_2\text{(g)}$$

El volumen de H_2, medido en condiciones normales, que se obtiene a partir de 10 g de cada metal es:

$$10\ \text{g Mg} \cdot \frac{1\ \text{mol Mg}}{24{,}3\ \text{g Mg}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol Mg}} \cdot \frac{22{,}4\ \text{L H}_2}{1\ \text{mol H}_2} = 9{,}2\ \text{L H}_2$$

$$10\ \text{g Al} \cdot \frac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}} \cdot \frac{3\ \text{mol H}_2}{2\ \text{mol Al}} \cdot \frac{22{,}4\ \text{L H}_2}{1\ \text{mol H}_2} = 12{,}4\ \text{L H}_2$$

c) Falso. La expresión matemática de la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787) es:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \qquad \rightarrow \qquad \frac{V_2}{V_1} = \frac{(50 + 273{,}15)\ \text{K}}{(25 + 273{,}15)\ \text{K}} \neq 2$$

d) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), el volumen que ocupa una determinada masa de gas en determinadas condiciones de p y T es directamente proporcional al número de moles del mismo:

$V = k\,n$ siendo k el volumen molar en esas condiciones de p y T

$$14\ \text{g N}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol N}_2}{28{,}0\ \text{g N}_2} \cdot \frac{22{,}4\ \text{L N}_2}{1\ \text{mol N}_2} = 11{,}2\ \text{L N}_2$$

$$16\ \text{g O}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol O}_2}{32{,}0\ \text{g O}_2} \cdot \frac{22{,}4\ \text{L O}_2}{1\ \text{mol O}_2} = 11{,}2\ \text{L O}_2$$

e) Falso. Solo en condiciones normales de presión y temperatura el O_2 se encuentra en estado gaseoso y, por lo tanto, 1 mol del mismo ocupa 22,4 L.

La respuesta correcta es la **d**.

3.66. ¿Cuál será la presión total en el interior de un recipiente de 2 L que contiene 1 g de He, 14 g de CO y 10 g de NO a 27 °C?
a) 21,61 atm
b) 13,33 atm
c) 1,24 atm
d) 0,31 atm

(O.Q.L. Murcia 2003)

Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases son:

$$p_{He} = \frac{1 \text{ g He} \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15) \text{ K}}{2 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{4{,}0 \text{ g He}} = 3{,}08 \text{ atm}$$

$$p_{CO} = \frac{14 \text{ g CO} \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15) \text{ K}}{2 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28{,}0 \text{ g CO}} = 6{,}15 \text{ atm}$$

$$p_{NO} = \frac{10 \text{ g NO} \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15) \text{ K}}{2 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{30{,}0 \text{ g NO}} = 4{,}10 \text{ atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p = p_{He} + p_{CO} + p_{NO} = (3{,}08 + 6{,}15 + 4{,}10) \text{ atm} = 13{,}33 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.67. Cierto gas tiene una densidad de 3,17 g dm^{-3} en c.n. La masa molar de dicho gas es:
a) 38,65 g mol^{-1}
b) 71 g mol^{-1}
c) 7 g mol^{-1}
d) 86,12 g mol^{-1}

(O.Q.L. Murcia 2003)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la masa molar es:

$$M = \frac{(3{,}17 \text{ g L}^{-1}) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 71{,}0 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.68. Un recipiente A de 30 L está lleno de hidrógeno a 4 atm y 273 K. Si se extrae de él cierta cantidad de hidrógeno, que en c.n. tiene un volumen de 60 L, la presión a la que se encontrará el hidrógeno en A después de la extracción:
a) Será 2 atm.
b) Será 1 atm.
c) Se habrá reducido hasta 0,2 atm.
d) Seguirá siendo 4 atm.

(O.Q.L. Murcia 2003)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles iniciales de H_2 es:

$$n = \frac{4 \text{ atm} \cdot 30 \text{ L}}{RT} = \frac{120}{RT} \text{mol } H_2$$

El número de moles de H_2 que se extraen es:

$$n' = \frac{1 \text{ atm} \cdot 60 \text{ L}}{RT} = \frac{60}{RT} \text{mol } H_2$$

La presión final en el recipiente es:

$$p = \frac{\frac{120}{RT} - \frac{60}{RT}}{30} RT = 2 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.69. Dos moles de distintos gases, en igualdad de condiciones de presión y temperatura, tienen:
a) La misma masa.
b) El mismo número de átomos.
c) La misma energía interna.
d) El mismo volumen.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

a) Falso. Solo es posible si las masas molares son idénticas. Algunos ejemplos son: CO, N_2 y C_2H_4 (28,0); NO y C_2H_6 (30,0) y CO_2, N_2O y C_3H_8 (44,0).

b) Falso. Solo es posible si las moléculas están integradas por el mismo número de átomos. Algunos ejemplos son: H_2, N_2 y O_2 (diatómicas) y NO_2, SO_2 y CO_2 (triatómicas).

c) Falso. La energía interna, U, es una magnitud intensiva, es decir, depende de la masa de gas existente.

d) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de Avogadro (1811):

> "volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas (moles)".

La respuesta correcta es la **d**.

3.70. Una de las siguientes expresiones sobre el comportamiento de los gases es falsa:
a) Las interacciones entre las moléculas de un gas ideal son nulas.
b) Los gases se acercan al comportamiento ideal a bajas temperaturas.
c) La presión total de una mezcla de diversos gases ideales es igual a la suma de las presiones que ejercería cada gas individualmente.
d) Los gases se alejan del comportamiento ideal a altas presiones.
e) La presión observada es debida al choque de las moléculas de gas con las paredes del recipiente.

(O.Q.L. Baleares 2003) (O.Q.L. Valencia 2013)

a) Verdadero. De acuerdo con teoría cinético-molecular, las interacciones entre moléculas son prácticamente despreciables ya que la mayor parte del tiempo las partículas no chocan entre sí.

b) **Falso**. Los gases tienen comportamiento ideal a temperaturas altas.

c) Verdadero. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

> "la presión total de una mezcla de diversos gases ideales es igual a la suma de las presiones que ejercería cada gas individualmente".

d) Verdadero. Los gases tienen comportamiento ideal a presiones bajas.

e) Verdadero. La presión ejercida por el gas se debe al choque de las moléculas con las paredes del recipiente.

La respuesta correcta es la **b**.

3.71. Considerando el aire como una mezcla homogénea de composición volumétrica 78,0 % de nitrógeno, 21,0 % de oxígeno y 1,00 % de argón, la "masa molar aparente" del aire resulta ser:
a) 14,7 g mol^{-1}
b) 29,0 g mol^{-1}
c) 29,4 g mol^{-1}
d) No se puede conocer.

(O.Q.L. Murcia 2004)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en una mezcla gaseosa la composición volumétrica coincide con la composición molar. Por tanto si se considera que se parte de "1 mol de aire" se dispone de:

0,780 mol de N_2; 0,210 mol de O_2 y 0,0100 mol de Ar.

La masa molar del aire es:

$$\frac{0{,}780\ \text{mol N}_2 \cdot \dfrac{28{,}0\ \text{g N}_2}{1\ \text{mol N}_2} + 0{,}210\ \text{mol O}_2 \cdot \dfrac{32{,}0\ \text{g O}_2}{1\ \text{mol O}_2} + 0{,}0100\ \text{mol Ar} \cdot \dfrac{39{,}9\ \text{g Ar}}{1\ \text{mol Ar}}}{1\ \text{mol aire}} = 29{,}0\ \text{g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.72. En la combustión de 5 L de un alcano a 2 atm y 273 K se desprenden 40 L de dióxido de carbono medidos en condiciones normales. Dicho alcano puede ser:
a) Etano
b) Butano
c) Propano
d) Octano

(O.Q.L. Murcia 2004)

De acuerdo con la ley de Boyle y Mariotte (1662) se puede calcular el volumen de hidrocarburo que se quema, medido en condiciones normales:

$$p_1V_1 = p_2V_2 \qquad \rightarrow \qquad V_2 = \frac{2\ \text{atm} \cdot 5\ \text{L}}{1\ \text{atm}} = 10\ \text{L}$$

Teniendo en cuenta que en la combustión todo el carbono del hidrocarburo se transforma en CO_2, relacionando ambos volúmenes:

$$\frac{40\ \text{L CO}_2}{10\ \text{L hidrocarburo}} = 4\frac{\text{L CO}_2}{\text{L hidrocarburo}}$$

de acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), que dice que:

"los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción químicas, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos".

El hidrocarburo que contiene 4 mol de C, es el butano.

La respuesta correcta es la **b**.

3.73. Al estudiar el comportamiento de 1 mol de moléculas de hidrógeno gaseoso a 100 °C en un recipiente de 2 L de capacidad, y asumiendo que este está bien descrito por la teoría cinética de gases y el modelo de gas ideal, se encuentra que:
a) La energía cinética de todas las moléculas es la misma.
b) La presión observada es debida al choque de las moléculas de gas con las paredes del recipiente.
c) Las interacciones entre las partículas son de tipo dipolo inducido-dipolo inducido.
d) Las moléculas de gas estarán prácticamente inmóviles a esta temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2004)

a) Falso. Desde el punto de vista estadístico, es imposible que todas las moléculas se muevan la misma velocidad, es decir, tengan la misma energía cinética. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, se habla de una energía cinética media de las moléculas de gas que solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

b) **Verdadero**. Las moléculas de gas están en constante movimiento y al chocar con las paredes del recipiente son las responsables de la presión ejercida por el gas.

c) Falso. La temperatura es demasiado alta para que existan interacciones entre las moléculas y, por lo tanto, las interacciones que puedan existir son despreciables.

d) Falso. Las moléculas solo estarán inmóviles a la temperatura de 0 K. De hecho, de acuerdo con la ecuación de Maxwell, a 100 °C su velocidad se calcula mediante la expresión:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

El valor de la velocidad de las moléculas de H_2 a 100 °C es:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3 \cdot (8{,}314\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15)\ \text{K}}{0{,}002016\ \text{kg mol}^{-1}}} = 2\,149\ \text{m s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.74. Un volumen de 10 cm^3 de gas fluoruro de hidrógeno reacciona con 5 cm^3 de difluoruro de dinitrógeno gaseoso formando 10 cm^3 de un solo gas medido a presión y temperatura constante. Indique a cuál de las siguientes reacciones corresponden estos datos.
a) $HF + N_2F_2 \rightarrow N_2HF_3$
b) $2\ HF + N_2F_2 \rightarrow 2\ N_2HF_2$
c) $2\ HF + N_2F_2 \rightarrow N_2H_2F_4$
d) $HF + 2\ N_2F_2 \rightarrow N_4HF_5$
e) $2\ HF + 2\ N_2F_2 \rightarrow N_4H_2F_6$

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. País Vasco 2017)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), que dice que:

> "los volúmenes de de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos".

Aplicado a los datos dados:

$$10\ \text{cm}^3\ \text{HF} + 5\ \text{cm}^3\ \text{N}_2\text{F}_2 \rightarrow 10\ \text{cm}^3\ \text{producto}$$

La relación volumétrica es 2:1:2. Esta relación coincide con la relación estequiométrica de la reacción:

$$2\ HF + N_2F_2 \rightarrow 2\ N_2HF_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En Valencia 2014 se proporcionan la sustancia formada en lugar de las reacciones y diferentes volúmenes de reactivos).

3.75. Una muestra de Kr(g) se escapa a través de un pequeño agujero en 87,3 s y un gas desconocido, en condiciones idénticas, necesita 42,9 s. ¿Cuál es la masa molar del gas desconocido?
a) 40,5 g mol^{-1}
b) 23,4 g mol^{-1}
c) 20,2 g mol^{-1}
d) 10,5 g mol^{-1}

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

De acuerdo con la ley de Graham (1833), las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_{\mathrm{Kr}}}{u_{\mathrm{X}}}=\sqrt{\frac{M_{\mathrm{X}}}{M_{\mathrm{Kr}}}} \qquad \rightarrow \qquad M_{\mathrm{X}}=M_{\mathrm{Kr}}\left(\frac{u_{\mathrm{Kr}}}{u_{\mathrm{X}}}\right)^2 \qquad \rightarrow \qquad M_{\mathrm{X}}=M_{\mathrm{Kr}}\left(\frac{n/t_{\mathrm{Kr}}}{n/t_{\mathrm{X}}}\right)^2=M_{\mathrm{Kr}}\left(\frac{t_{\mathrm{X}}}{t_{\mathrm{Kr}}}\right)^2$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_{\mathrm{X}}=(83{,}80\ \mathrm{g\ mol^{-1}})\cdot\left(\frac{42{,}9\ \mathrm{s}}{87{,}3\ \mathrm{s}}\right)^2=20{,}2\ \mathrm{g\ mol^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.76. ¿Cuál es la densidad del gas oxígeno, O_2, a 298 K y 0,987 atm?
a) 2,23 g L^{-1}
b) 1,29 g L^{-1}
c) 1,89 g L^{-1}
d) 5,24 g L^{-1}

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho=\frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad en las condiciones dadas es:

$$\rho=\frac{0{,}987\ \mathrm{atm}\cdot(32{,}0\ \mathrm{g\ mol^{-1}})}{(0{,}082\ \mathrm{atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}})\cdot\ 298\ \mathrm{K}}=1{,}29\ \mathrm{g\ L^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.77. A 27 °C y 750 Torr, dos muestras de gas metano, CH_4, y oxígeno, O_2, de 16 g cada una, tendrán las mismas:
a) Velocidades moleculares medias.
b) Energías cinéticas moleculares medias.
c) Número de partículas gaseosas.
d) Volúmenes gaseosos.
e) Velocidades de efusión medias.

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.N. Sevilla 2010)

a) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa molar sus velocidades moleculares medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de Maxwell:

$$\bar{u}=\sqrt{\frac{3RT}{M}} \qquad \rightarrow \qquad \begin{cases}\bar{u}=\text{velocidad cuadrática media}\\ R=\text{constante de los gases}\\ T=\text{temperatura absoluta}\\ M=\text{masa molar}\end{cases}$$

La velocidad molecular media del CH_4 es mayor ya que tiene menor masa molar que el O_2.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

c) Falso. El número de moléculas que contiene cada muestra es:

$$16 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16{,}0 \text{ g } CH_4} \cdot \frac{N_A \text{ moléculas } CH_4}{1 \text{ mol } CH_4} = N_A \text{ moléculas } CH_4$$

$$16 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32{,}0 \text{ g } O_2} \cdot \frac{N_A \text{ moléculas } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = \frac{N_A}{2} \text{moléculas } O_2$$

d) Falso. Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa cada muestra es:

$$V_{CH_4} = \frac{16 \text{ g } CH_4 \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15) \text{ K}}{750 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16{,}0 \text{ g } CH_4} \cdot \frac{750 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 24{,}9 \text{ L}$$

$$V_{O_2} = \frac{16 \text{ g } O_2 \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15) \text{ K}}{750 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32{,}0 \text{ g } O_2} \cdot \frac{750 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 12{,}5 \text{ L}$$

e) Falso. De acuerdo con la ley de Graham (1833), las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_{CH_4}}{u_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{CH_4}}}$$

La velocidad de efusión del CH_4 es mayor ya que tiene menor masa molar que el O_2.

La respuesta correcta es la **b**.

(En Sevilla 2010 se proponen 50 g de $N_2(g)$ y $SO_2(g)$ a 27 °C y 750 mmHg).

3.78. ¿Cuál es la razón de las velocidades de difusión de Cl_2 y O_2? (Razón Cl_2: O_2)
a) 0,45
b) 0,69
c) 0,47
d) 1,5
e) 0,67

(O.Q.N. Luarca 2005)

De acuerdo con la ley de Graham (1833), las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_{Cl_2}}{u_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{Cl_2}}} \quad \rightarrow \quad \frac{u_{Cl_2}}{u_{O_2}} = \sqrt{\frac{32{,}0 \text{ g mol}^{-1}}{71{,}0 \text{ g mol}^{-1}}} = 0{,}671$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.79. Calcule la velocidad cuadrática media, en m s^{-1}, para las moléculas de $H_2(g)$ a 30 °C.
a) $6{,}09 \cdot 10^2$
b) $5{,}26 \cdot 10^3$
c) $6{,}13 \cdot 10^1$
d) $1{,}94 \cdot 10^3$
e) $2{,}74 \cdot 10^3$

(O.Q.N. Luarca 2005)

La ecuación de Maxwell para calcular la velocidad cuadrática media es:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

El valor de la velocidad de las moléculas de H_2 a 30 °C es:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3 \cdot (8{,}314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15) \text{ K}}{0{,}00200 \text{ kg mol}^{-1}}} = 1{,}94 \cdot 10^3 \text{ m s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.80. Una muestra de 0,90 g de agua líquida se introduce en un matraz de 2,00 L previamente evacuado, después se cierra y se calienta hasta 37 °C. ¿Qué porcentaje de agua, en masa, permanece en fase líquida?
a) 10 %
b) 18 %
c) 82 %
d) 90 %
e) 0 %
(Dato. Presión de vapor del agua a 37 °C = 48,2 Torr)

(O.Q.N. Luarca 2005)

Considerando comportamiento ideal, la masa de agua correspondiente al agua en la fase vapor se calcula mediante la expresión:

$$pV = \frac{m}{M}RT \quad \rightarrow \quad m = \frac{pVM}{RT}$$

$$m = \frac{(48{,}2 \text{ Torr}) \cdot (2{,}00 \text{ L}) \cdot (18{,}0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1})}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (37 + 273{,}15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ Torr}} = 0{,}0898 \text{ g}$$

La masa de agua que queda en la fase líquida, expresada como porcentaje, es:

$$m = \frac{(0{,}90 - 0{,}0898) \text{ g}}{0{,}90 \text{ g}} \cdot 100 = 90 \ \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.81. Una mezcla gaseosa contiene 50,0 % de O_2, 25,0 % de N_2 y 25,0 % de Cl_2, en masa. A temperatura y presión estándar, la presión parcial del:
a) Cl_2(g) es mayor de 0,25 atm.
b) O_2(g) es igual a 380 Torr.
c) Cl_2(g) es menor de 0,25 atm.
d) N_2(g) es igual a 0,25 atm.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_\text{i} = p \, y_\text{i}$$

Las fracciones molares correspondientes a cada uno de los gases de la mezcla son, respectivamente:

$$y_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{Cl_2} + n_{O_2} + n_{N_2}} = \frac{50 \text{ g } O_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } O_2}{32{,}0 \text{ g } O_2}}{25 \text{ g } Cl_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } Cl_2}{71{,}0 \text{ g } Cl_2} + 50 \text{ g } O_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } O_2}{32{,}0 \text{ g } O_2} + 25 \text{ g } N_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } N_2}{28{,}0 \text{ g } N_2}} = 0{,}557$$

$$y_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2}}{n_{Cl_2} + n_{O_2} + n_{N_2}} = \frac{25\ \text{g Cl}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol Cl}_2}{71{,}0\ \text{g Cl}_2}}{25\ \text{g Cl}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol Cl}_2}{71{,}0\ \text{g Cl}_2} + 50\ \text{g O}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}_2}{32{,}0\ \text{g O}_2} + 25\ \text{g N}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol N}_2}{28{,}0\ \text{g N}_2}} = 0{,}125$$

$$y_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{Cl_2} + n_{O_2} + n_{N_2}} = \frac{25\ \text{g N}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol N}_2}{28{,}0\ \text{g N}_2}}{25\ \text{g Cl}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol Cl}_2}{71{,}0\ \text{g Cl}_2} + 50\ \text{g O}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}_2}{32{,}0\ \text{g O}_2} + 25\ \text{g N}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol N}_2}{28{,}0\ \text{g N}_2}} = 0{,}318$$

Las presiones parciales correspondientes a cada uno de los gases de la mezcla son, respectivamente:

$$\left.\begin{array}{r} p_{O_2} = p \cdot y_{O_2} = 1\ \text{atm} \cdot 0{,}557 = 0{,}557\ \text{atm} \cdot \dfrac{760\ \text{Torr}}{1\ \text{atm}} = 423\ \text{Torr} \\ p_{Cl_2} = p \cdot y_{Cl_2} = 1\ \text{atm} \cdot 0{,}125 = 0{,}125\ \text{atm} \\ p_{N_2} = p \cdot y_{N_2} = 1\ \text{atm} \cdot 0{,}375 = 0{,}318\ \text{atm} \end{array}\right\} \rightarrow \quad p_{Cl_2} < 0{,}25\ \text{atm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.82. ¿Qué volumen de aire, medido a 745 mmHg y 32 °C debe ser procesado para obtener el N_2(g) necesario para llenar una botella de 8,00 L a 11,0 atm y 25 °C?
a) 11,2 L
b) 0,93 L
c) 116 L
d) 10,2 L
(Datos. Composición del aire: 79 % N_2 y 21 % O_2)

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de N_2 necesario para llenar la botella es:

$$n = \frac{11{,}0\ \text{atm} \cdot 8{,}00\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} = 3{,}60\ \text{mol N}_2$$

Teniendo en cuenta que en las mezclas gaseosas la composición volumétrica coincide con la composición molar, el número de moles de aire correspondiente a esa cantidad de N_2 es:

$$3{,}60\ \text{mol N}_2 \cdot \frac{100\ \text{mol aire}}{79\ \text{mol N}_2} = 4{,}56\ \text{mol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el aire en esas condiciones es:

$$V = \frac{4{,}56\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (32 + 273{,}15)\ \text{K}}{745\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 116\ \text{L aire}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.83. Una muestra de magnesio reacciona con un exceso de HCl y produce 2,5 L de hidrógeno gaseoso a 0,97 atm y 298 K. ¿Cuántos moles de hidrógeno gaseoso se producen?
a) 10,1 mol
b) 0,063 mol
c) 75,6 mol
d) 0,099 mol
e) 2,5 mol

(O.Q.L. Extremadura 2005)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles correspondiente a la muestra es:

$$n = \frac{0{,}97 \text{ atm} \cdot 2{,}5 \text{ L}}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 298 \text{ K}} = 0{,}099 \text{ mol } H_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.84. Se dispone de dos recipientes idénticos y a la misma temperatura. En uno se introduce gas helio y en el otro la misma masa de gas neón. Señale cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) Ambos recipientes contienen el mismo número de átomos.
b) En el recipiente del neón se encuentra el mayor número de átomos.
c) La presión en el recipiente del neón es menor que en el de helio.
d) Los átomos del recipiente de neón ocupan más volumen que los del otro gas noble.

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Galicia 2015)

a) Incorrecto. Aunque las masas de gas son idénticas, como ambos gases tienen diferente masa molar, el número de átomos también es diferente:

$$N_{\text{He}} = m \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{M_{\text{He}}} \cdot \frac{N_A \text{ átomos He}}{1 \text{ mol He}} = \frac{m \cdot N_A}{M_{\text{He}}} \text{átomos He}$$

$$N_{\text{Ne}} = m \cdot \frac{1 \text{ mol Ne}}{M_{\text{Ne}}} \cdot \frac{N_A \text{ átomos Ne}}{1 \text{ mol Ne}} = \frac{m \cdot N_A}{M_{\text{Ne}}} \text{átomos Ne}$$

b) Incorrecto. Como se cumple que la masa molar del helio, M_{He}, es menor que la del neón, M_{Ne}, el número de átomos de helio, N_{He}, es mayor que el neón, N_{Ne}:

$$M_{\text{He}} < M_{\text{Ne}} \quad \rightarrow \quad N_{\text{He}} > N_{\text{Ne}}$$

c) **Correcto**. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_{\text{i}} = p\, y_{\text{i}}$$

Si el número de átomos de Ne es menor, su fracción molar será menor y la presión parcial que ejerza también será menor.

d) Incorrecto. Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por las partículas es desprecia-ble comparado con el volumen del recipiente.

La respuesta correcta es la **c**.

(En Galicia 2015 se reemplaza argón por kriptón).

3.85. En el aire que respiramos se encuentran principalmente los siguientes gases:
a) Oxígeno, cloro y vapor de agua.
b) Nitrógeno, oxígeno, vapor de agua y dióxido de carbono.
c) Hidrógeno, oxígeno y dióxido de carbono.
d) Neón, cloro y oxígeno.

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Sevilla 2017)

El aire es una mezcla gaseosa con la siguiente composición volumétrica: 78,084 % N_2; 20,946 % O_2; 0,934 % Ar y 0,035 % CO_2.

Ninguna respuesta es correcta ya que se omite el tercer gas más abundante, el argón.

3.86. Se dispone de una mezcla de 150 g de N_2(g) y 150 g de H_2(g) para iniciar la síntesis de amoníaco. Si la presión total de la mezcla gaseosa es 1,5 atm, la presión parcial de N_2(g) es:
a) 0,10 atm
b) 0,25 atm
c) 1 atm
d) 1,25 atm
e) 0,75 atm

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Córdoba 2010)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_{\mathrm{i}} = p\, y_{\mathrm{i}}$$

El valor de la presión parcial del N_2 es:

$$p_{\mathrm{N_2}} = 1{,}5\ \mathrm{atm}\,\frac{150\ \mathrm{g\ N_2}\cdot\dfrac{1\ \mathrm{mol\ N_2}}{28{,}0\ \mathrm{g\ N_2}}}{150\ \mathrm{g\ N_2}\cdot\dfrac{1\ \mathrm{mol\ N_2}}{28{,}0\ \mathrm{g\ N_2}}+150\ \mathrm{g\ H_2}\cdot\dfrac{1\ \mathrm{mol\ H_2}}{2{,}0\ \mathrm{g\ H_2}}} = 0{,}10\ \mathrm{atm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.87. ¿A qué temperatura las moléculas de CH_4(g) (masa molar = 16 g mol^{-1}), tienen la misma energía cinética media que las moléculas de H_2O(g) (masa molar = 18 g mol^{-1}) a 120 °C?
a) 30 °C
b) 80 °C
c) 90 °C
d) 120 °C
e) 180 °C

(O.Q.N. Vigo 2006)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

Para que las moléculas de ambos gases tengan la misma energía cinética, deben encontrarse a la misma temperatura, 120 °C.

La respuesta correcta es la **d**.

3.88. De acuerdo con la teoría cinética de los gases ideales:
a) Todas las moléculas o átomos de un gas tienen la misma energía cinética.
b) Los choques entre las distintas moléculas o átomos de un gas son perfectamente elásticos.
c) El volumen que ocupa un gas depende de su masa molecular.
d) Cuando se aumenta mucho la presión se puede llegar a licuar el gas.

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Murcia 2015)

a) Falso. Desde el punto de vista estadístico, es imposible que todas las moléculas se muevan la misma velocidad, es decir, tengan la misma energía cinética. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, se habla de una energía cinética media de las moléculas de gas que solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}k\,T \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

b) **Verdadero**. Una de las bases de la teoría cinética de los gases es que los choques entre partículas y con las paredes del recipiente son perfectamente elásticos, ya que de otra forma, si la energía del gas no se mantuviera constante, las partículas del gas terminarían quedando en reposo y ocupando su volumen que es prácticamente despreciable.

c) Falso. De acuerdo con las leyes de los gases, el volumen que ocupa una determinada masa de gas solo depende de la presión (Boyle y Mariotte) y de la temperatura (Charles).

d) Falso. Solo si se encuentra por debajo de su temperatura crítica.

La respuesta correcta es la **b**.

3.89. La solubilidad del $CO_2(g)$ en agua no se ve influida por la:
a) Presión
b) Temperatura
c) Velocidad con que se deja pasar el flujo de gas.
d) Reacción química del gas con el agua.

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

a-b) Falso. De acuerdo con la ley de Henry (1803) la solubilidad de un gas es proporcional a su presión, y la constante de proporcionalidad depende de la temperatura:

> "a temperatura constante, la cantidad de gas disuelta en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido".

Su expresión matemática es:

$$c = k\,p \quad \rightarrow \quad \begin{cases} c = \text{concentración del gas} \\ k = \text{constante de Henry específica para cada gas} \\ p = \text{presión parcial del gas} \end{cases}$$

d) Falso. El CO_2 reacciona con el agua de acuerda con la siguiente ecuación:

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2CO_3(aq)$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.90. ¿Cuál es, aproximadamente, la densidad del NH_3 en condiciones normales?
a) 0,8 g L^{-1}
b) 1,0 g mL^{-1}
c) 17,0 g L^{-1}
d) 1,6 g L^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. Asturias 2008)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad del NH_3 en las condiciones dadas es:

$$\rho = \frac{(1\ \text{atm}) \cdot (17{,}0\ \text{g mol}^{-1})}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} = 0{,}759\ \text{g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.91. Un recipiente contiene a 130 °C y 760 mmHg, 50 g de cada uno de los siguientes gases: CO_2, O_2, Ne, N_2 y H_2O. Las velocidades moleculares medias son:
a) $CO_2 > Ne > N_2 > H_2O > O_2$
b) $O_2 > Ne > CO_2 > N_2 > H_2O$
c) $CO_2 = Ne = N_2 = H_2O = O_2$
d) $H_2O > Ne > N_2 > O_2 > CO_2$

(O.Q.L. Madrid 2006)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como todos los gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero según la ecuación de Maxwell al tener diferente masa molar sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad cuadrática media del un gas es inversamente proporcional a su masa molar, por tanto, el gas más ligero es el que tiene mayor velocidad cuadrática media. Las masas molares de los gases dados son:

Sustancia	H_2O	Ne	N_2	O_2	CO_2
M / g mol^{-1}	18,0	20,2	28,0	32,0	44,0

De acuerdo con las masas molares, el orden decreciente de velocidades es:

$H_2O > Ne > N_2 > O_2 > CO_2$

La respuesta correcta es la **d**.

3.92. La densidad del pentano a 25 °C y 750 mmHg es:
a) 2,21 g L^{-1}
b) 34,6 g L^{-1}
c) 2,42 g L^{-1}
d) 2,91 g L^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Córdoba 2010)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad del C_5H_{12} en las condiciones dadas es:

$$\rho = \frac{(750 \text{ mmHg}) \cdot (72{,}0 \text{ g mol}^{-1})}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 2{,}91 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.93. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera.
a) A temperatura y volumen fijos, la presión ejercida por un gas contenido en un recipiente disminuye cuando se introduce más cantidad del mismo.
b) A temperatura fija, el volumen de un gas contenido en un recipiente aumenta con la presión.
c) Volúmenes iguales de gases diferentes siempre tienen el mismo número de moléculas.
d) Cuando se mezclan varios gases, la presión ejercida por la mezcla es directamente proporcional a la suma del número de moles de todos los gases.
e) Volúmenes iguales de hidrógeno, H_2, y dióxido de azufre, SO_2, en condiciones normales, contienen el mismo número de átomos.

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2014) (O.Q.L. Cantabria 2014)

a) Falso. Considerando comportamiento ideal, a temperatura y volumen constantes, se introduce más gas en el recipiente, se aumenta el número de moles y, por lo tanto, la presión aumenta.

$$p = n\frac{RT}{V}$$

b) Falso. De acuerdo con la ley de Boyle y Mariotte de las transformaciones isotérmicas (1662):

"para una masa de gas a temperatura constante, la presión y el volumen son magnitudes inversamente proporcionales"

$$p\,V = k$$

c) Falso. De acuerdo con la ley de Avogadro (1811):

"volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas siempre que estén medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura".

d) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

"la presión total ejercida por una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de sus componentes".

Por ejemplo, para una mezcla de dos gases A y B:

$$p = p_A + p_B = n_A\frac{RT}{V} + n_B\frac{RT}{V} = (n_A + n_B)\frac{RT}{V}$$

e) Falso. De acuerdo con la ley de Avogadro contienen igual número de moléculas, pero se trata de sustancias con diferente número de átomos en sus moléculas, H_2 (diatómica) y SO_2 (triatómica).

La respuesta correcta es la **d**.

3.94. En un recipiente de 2,5 L se introducen cantidades equimoleculares de NO_2(g) y N_2O_4(g) a la temperatura de 25 °C. Si la masa total de gas en el matraz es de 30 g, la presión total en su interior será:
a) 1,54 bar
b) 5,45 bar
c) 4,30 bar
d) 2,63 bar
e) 3,85 bar

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Si se trata de cantidades equimoleculares de ambos gases las presiones ejercidas por ellos son iguales:

$$p_{NO_2} = p_{N_2O_4}$$

Llamando n a los moles de NO_2 y de N_2O_4 se puede escribir:

$$n\text{ mol NO}_2 \cdot \frac{46{,}0\text{ g NO}_2}{1\text{ mol NO}_2} + n\text{ mol N}_2\text{O}_4 \cdot \frac{92{,}0\text{ g N}_2\text{O}_4}{1\text{ mol N}_2\text{O}_4} = 30\text{ g mezcla} \quad \rightarrow \quad n = 0{,}217\text{ mol}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) y considerando comportamiento ideal:

$$p = p_{NO_2} + p_{N_2O_4} = \frac{2nRT}{V}$$

El valor de la presión total de la mezcla es:

$$p = \frac{2 \cdot (0{,}2174\text{ mol}) \cdot (0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\text{ K}}{2{,}5\text{ L}} \cdot \frac{1{,}013\text{ bar}}{1\text{ atm}} = 4{,}3\text{ bar}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.95. De acuerdo con la teoría cinética de los gases ideales:
a) Un gas es ideal cuando todas sus partículas tienen la misma energía cinética.
b) La energía cinética global de las distintas moléculas se mantiene con el tiempo.
c) El volumen que ocupa un gas es inversamente proporcional a la temperatura.
d) Cuando se disminuye suficientemente la presión se puede llegar a licuar el gas.

(O.Q.L. Murcia 2007)

a) Falso. Desde el punto de vista estadístico, es imposible que todas las moléculas se muevan la misma velocidad, es decir, tengan la misma energía cinética. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, se habla de una energía cinética media de las moléculas de gas que solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

b) **Verdadero**. Una de las bases de la teoría cinética de los gases es que los choques entre partículas y con las paredes del recipiente son perfectamente elásticos, ya que de otra forma, si la energía del gas no se mantuviera constante, las partículas del gas terminarían quedando en reposo y ocupando su volumen que es prácticamente despreciable, por tanto, la energía cinética de las moléculas se mantiene con el tiempo.

c) Falso. De acuerdo con la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787):

> "para una masa de gas a presión constante, los volúmenes son directamente proporcionales a las temperaturas absolutas".

d) Falso. Se conseguiría aumentando la presión y si el gas se encuentrase por debajo de su temperatura crítica.

La respuesta correcta es la **b**.

3.96. Un recipiente contiene 2 mol de He a la temperatura de 30 °C. Manteniendo constante la temperatura, cuando al recipiente se le añade 1 mol de H_2:
a) La presión del He permanece constante.
b) El volumen de He disminuye.
c) Las moléculas de H_2 presentarán mayor energía cinética que los átomos de He.
d) La presión parcial del H_2 dependerá de los moles de He presentes.

(O.Q.L. Murcia 2007)

a) **Verdadero**. Como el He es un gas inerte y no reacciona con el H_2, el número de moles de ambos gases permanece constante y con ello su presión parcial.

b) Falso. El volumen de He permanece constante al no haber reacción entre ambos gases.

c) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de las moléculas de gas que solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

d) Falso. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión que ejerce un gas en una mezcla se calcula como si el gas estuviera solo en el recipiente, por lo tanto, la cantidad de un gas en el interior del recipiente no afecta a la presión que ejerce el otro.

La respuesta correcta es la **a**.

3.97. Cuando se irradia oxígeno con luz ultravioleta, se convierte parcialmente en ozono, O_3. Un recipiente que contiene 1 L de oxígeno se irradia con luz UV y el volumen se reduce a 976 cm^3, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura. ¿Qué porcentaje de oxígeno se ha transformado en ozono?
a) 10,5 %
b) 12 %
c) 7,2 %
d) 6,5 %

(O.Q.L. Madrid 2007)

La ecuación química correspondiente a la transformación del oxígeno en ozono es:

$$3\ O_2(g) \rightarrow 2\ O_3(g)$$

como se observa, existe una contracción de volumen de 1 mL por cada 3 mL de O_2 que se transforman.

La contracción de volumen en el experimento ha sido de:

$$1000\ \text{mL (inicial)} - 976\ \text{mL (final)} = 24\ \text{mL (contracción)}$$

Relacionando ambas contracciones de volumen:

$$24\ \text{mL}\ O_2\ \text{(contracción)} \cdot \frac{3\ \text{mL}\ O_2\ \text{(transformado)}}{1\ \text{mL}\ O_2\ \text{(contracción)}} = 72\ \text{mL}\ O_2\ \text{(transformado)}$$

Expresando el valor como porcentaje:

$$\frac{72\ \text{mL}\ O_2\ \text{(transformado)}}{1000\ \text{mL}\ O_2\ \text{(inicial)}} \cdot 100 = 7{,}2\ \%$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.98. Las masas de volúmenes iguales de un gas X y de oxígeno, en las mismas condiciones de temperatura y presión, son 72 g y 36 g, respectivamente. La masa molecular del gas X será:
a) 36
b) 64
c) 32
d) 72

(O.Q.L. LaRioja 2007)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811):

"dos gases, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, ocupan el mismo volumen, lo que quiere decir que están constituidos por el mismo número de moléculas (moles)".

$$n_X = n_{O_2} \qquad \rightarrow \qquad \frac{m_X}{M_X} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_X = \frac{72\ \text{g}}{36\ \text{g}} \cdot (32{,}0\ \text{g mol}^{-1}) = 64\ \text{g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.99. Al enfriar mucho el aire, ¿se puede licuarlo?
a) Sí, incluso se puede solidificar.
b) Para licuarlo también habrá que comprimirlo.
c) Solo licuará el nitrógeno por ser el componente más volátil.
d) No, la presencia de vapor de agua lo impedirá.

(O.Q.L. Murcia 2008)

Cualquier gas puede pasar al estado líquido, siempre que lo permitan la temperatura a que está sometido y la presión que soporte.

Los gases como O_2 y N_2 (contenidos en el aire) llamados gases permanentes por su dificultad para licuarlos se caracterizan por tener una temperatura crítica baja, lo que obliga a utilizar procedimientos especiales para alcanzar el estado líquido; además, a causa de las temperaturas que hay que alcanzar, no se puede contar con una fuente fría exterior al sistema, que pueda extraerle el calor necesario para conseguir fácilmente el cambio de estado.

Gas	$T_{crítica}$ / K	$p_{crítica}$ / atm	$T_{ebullición}$ / K
N_2	126,3	33,5	77,4
O_2	154,8	49,7	90,2

La técnica del proceso de licuación de gases consiste en enfriarlos a una temperatura inferior a la crítica y someterlos a una compresión isoterma que dependerá del enfriamiento logrado, aunque siempre superior al valor de la presión crítica.

La respuesta correcta es la **b**.

3.100. La densidad de un gas desconocido es 1,375 veces superior a la del oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura. Por tanto, la masa molar de dicho gas es:
a) 44 g mol^{-1}
b) 23,27 g mol^{-1}
c) 22 g mol^{-1}
d) Faltan datos

(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del gas desconocido X y del O_2:

$$\frac{\rho_X}{\rho_{O_2}} = \frac{\dfrac{p\,M_X}{R\,T}}{\dfrac{p\,M_{O_2}}{R\,T}} \quad \rightarrow \quad \frac{\rho_X}{\rho_{O_2}} = \frac{M_X}{M_{O_2}}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_X = 1{,}375 \cdot (32{,}0 \text{ g mol}^{-1}) = 44{,}0 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.101. Cuando se mezclan, en las mismas condiciones de presión y temperatura, 3 L de cloro gas con 1 L de vapor de yodo reaccionan completamente y se obtienen 2 L, en las citadas condiciones, de un gas desconocido. ¿Cuál es la fórmula molecular de dicho gas?
a) I_5Cl_2
b) ICl_3
c) ICI
d) I_3Cl

(O.Q.L. Murcia 2008)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), que dice que:

> "los volúmenes de gases que intervienen en una reacción química, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos"

la relación volumétrica encontrada es 3:1:2, por lo tanto, la ecuación química ajustada que está de acuerdo con dicha relación es:

$$3\ Cl_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2\ ICl_3(g)$$

La fórmula del compuesto es ICl_3.

La respuesta correcta es la **b**.

3.102. De acuerdo con la teoría cinética de gases ideales:
a) Un gas es ideal cuando las interacciones entre sus partículas son de tipo repulsivo.
b) Un gas no se puede licuar por más que se aumente la presión.
c) Un gas es ideal cuando no se producen choques entre las partículas.
d) Un aumento de la temperatura no implica ningún cambio en la velocidad de las partículas.

(O.Q.L. Murcia 2008)

a) Falso. De acuerdo con teoría cinético-molecular, las interacciones entre moléculas son prácticamente despreciables ya que la mayor parte del tiempo las partículas no chocan entre sí.

b) Falso. Solo se consigue si se encuentra por debajo de su temperatura crítica.

c) **Verdadero**. De acuerdo con teoría cinético-molecular, las interacciones entre moléculas son prácticamente despreciables ya que la mayor parte del tiempo las partículas no chocan entre sí.

d) Falso. De acuerdo con la ecuación de Maxwell, la velocidad de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.103. "A temperatura constante, el volumen ocupado por una cantidad determinada de un gas es inversamente proporcional a la presión que soporta". Esta, es la conocida como ley de Boyle-Mariotte, que se representa por:
a) $V_1 \cdot p_2 = V_2 \cdot p_1$
b) $V_1 \cdot T_1 = V_2 \cdot T_2$
c) $V_1 / p_1 = V_2 / p_2$
d) $V_1 \cdot p_1 = V_2 \cdot p_2$

(O.Q.L. Murcia 2008)

La expresión matemática de la ley estudiada experimentalmente por Robert Boyle (1662) y formulada por Edme Mariotte (1676) es:

$$V_1 \cdot p_1 = V_2 \cdot p_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.104. ¿Qué sucedería con la presión de un gas si sus moléculas permanecieran estáticas?
a) Aumentaría la presión.
b) Seguiría igual la presión.
c) Descendería la presión.
d) Sería nula la presión.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de los gases, las moléculas de un gas ejercen presión al chocar elásticamente contra las paredes del recipiente que lo contiene. Si las moléculas permanecen estáticas la presión ejercida por el gas es nula.

La respuesta correcta es la **d**.

3.105. Se sabe que a la temperatura de 1 000 °C, el vapor de yodo molecular está disociado en un 20 %. En una experiencia se introducen 0,25 g de yodo molecular a 1 000 °C en un reactor de 200 mL. ¿Cuántos gramos de yodo quedan después de esta experiencia?
a) 0,18 g
b) 0,20 g
c) 0,15 g
d) 0,23 g

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2008)

La ecuación química correspondiente a la disociación del I_2 es:

$$I_2(g) \rightarrow 2\ I(g)$$

La masa de I_2 sin disociar es:

$$0{,}25\ \text{g}\ I_2 \cdot \frac{(100-20)\ \text{g}\ I_2\ \text{(sin disociar)}}{100\ \text{g}\ I_2\ \text{(inicial)}} = 0{,}20\ \text{g}\ I_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.106. Se sabe que a la temperatura de 1.000 °C, el vapor de yodo molecular está disociado en un 20 %. En una experiencia se introducen 0,25 g de yodo molecular a 1.000 °C en un reactor de 200 mL. Se quiere saber la presión final del gas en el reactor.
a) 2,523 atm
b) 0,250 atm
c) 0,617 atm
d) 1,321 atm

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2008)

La ecuación química correspondiente a la disociación del I_2 es:

$$I_2(g) \rightarrow 2\ I(g)$$

Los moles de I_2 sin disociar son:

$$0{,}25\ \text{g}\ I_2 \cdot \frac{(100-20)\ \text{g}\ I_2\ \text{(sin disociar)}}{100\ \text{g}\ I_2\ \text{(inicial)}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ I_2}{253{,}8\ \text{g}\ I_2} = 7{,}9 \cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ I_2$$

Los moles de I formados son:

$$0{,}25\ \text{g}\ I_2 \cdot \frac{20\ \text{g}\ I_2\ \text{(disociado)}}{100\ \text{g}\ I_2\ \text{(inicial)}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ I_2}{253{,}8\ \text{g}\ I_2} \cdot \frac{2\ \text{mol I}}{1\ \text{mol}\ I_2} = 3{,}9 \cdot 10^{-4}\ \text{mol I}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por la mezcla es:

$$p = \frac{(7{,}9+3{,}9)\cdot 10^{-4}\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (1.000+273{,}15)\ \text{K}}{200\ \text{mL}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 0{,}62\ \text{atm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.107. Se llena un recipiente con el mismo número de moles de oxígeno y dióxido de carbono. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es la correcta?
a) Las moléculas de CO_2 tienen la misma velocidad media que las de O_2.
b) Las moléculas de CO_2 tienen mayor velocidad media de colisión con las paredes del recipiente que las de O_2.
c) Las moléculas de CO_2 tienen mayor velocidad media que las de O_2.
d) Las moléculas de CO_2 tienen la misma energía cinética media que las de O_2.

(O.Q.L. Madrid 2008)

a-b-c) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa molar sus velocidades moleculares medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de Maxwell:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad media del O_2 es mayor ya que tiene menor masa molar que el CO_2.

d) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.108. Una muestra de propano, C_3H_8, se encuentra inicialmente en un contenedor a 80 °C y 700 mmHg y se calienta hasta 120 °C a volumen constante. ¿Cuál es la presión final?
a) 1050 mmHg
b) 467 mmHg
c) 628 mmHg
d) 779 mmHg

(O.Q.L. Madrid 2008)

La expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803) es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

El valor de la presión a 120 °C es:

$$\frac{700 \text{ mmHg}}{(80 + 273{,}15) \text{ K}} = \frac{p_2}{(120 + 273{,}15) \text{ K}} \quad \rightarrow \quad p_2 = 779 \text{ mmHg}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.109. Se dispone de una botella de 20 L de nitrógeno a la presión de 25 atm y se utiliza para determinar el volumen de un depósito al que previamente se le ha hecho vacío. Conectada la botella al depósito, después de alcanzar el equilibrio, la presión es igual a 5 atm. El volumen del depósito será:
a) 100 L
b) 120 L
c) 80 L
d) No se puede determinar.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de N_2 que hay inicialmente en la botella es:

$$n_0 = \frac{25 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{RT} = \frac{500}{RT} \text{ mol}$$

El número de moles de N_2 que quedan en la botella después de conectarla al depósito es:

$$n = \frac{5 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{RT} = \frac{100}{RT} \text{ mol}$$

El número de moles de N_2 que pasan al depósito es:

$$\Delta n = (n_0 - n) = 400/RT \text{ mol}$$

El volumen del depósito es:

$$V = \frac{\frac{400}{RT} \cdot RT}{5} = 80 \text{ L}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.110. Un globo contiene 2,5 L de gas a la temperatura de 27 °C. Si se enfría hasta –23 °C, el globo:
a) Aumentará su volumen.
b) Disminuirá su volumen.
c) No variará su volumen.
d) Explotará.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Un globo es un recipiente en el que se mantiene constante la presión, $p = p_{\text{atm}}$. La expresión matemática de la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787) es:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

El volumen ocupado por el gas al enfriarlo es:

$$\frac{2{,}5 \text{ L}}{(27 + 273{,}15) \text{ K}} = \frac{V_2}{(-23 + 273{,}15) \text{ K}} \quad \rightarrow \quad V_2 = 2{,}1 \text{ L}$$

Si desciende la temperatura, disminuye el volumen del globo.

La respuesta correcta es la **b**.

3.111. A un gas que se encuentra en una vasija rígida (volumen constante) a 57,8 kPa y 289,2 K se le añade otro gas. La presión y temperatura finales son 95,8 kPa y 302,7 K. ¿Cuál será el número de moles de cada gas en la mezcla final si el volumen de la vasija es 547 mL?
a) 0,0131 mol y 0,0077 mol
b) 0,021 mol y 0,0033 mol
c) Es equimolar
d) No se depende del volumen.
(Dato. 1 Pa = $9{,}87 \cdot 10^{-6}$ atm)

(O.Q.L. La Rioja 2008)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles que hay inicialmente en la vasija es:

$$n_0 = \frac{57{,}8 \text{ kPa} \cdot 547 \text{ mL}}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 289{,}2 \text{ K}} \cdot \frac{10^3 \text{ Pa}}{1 \text{ kPa}} \cdot \frac{9{,}87 \cdot 10^{-6} \text{ atm}}{1 \text{ Pa}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 0{,}0131 \text{ mol}$$

El número de moles que hay en la vasija al final es:

$$n = \frac{95{,}8 \text{ kPa} \cdot 547 \text{ mL}}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 302{,}7 \text{ K}} \cdot \frac{10^3 \text{ Pa}}{1 \text{ kPa}} \cdot \frac{9{,}87 \cdot 10^{-6} \text{ atm}}{1 \text{ Pa}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 0{,}0208 \text{ mol}$$

El número de moles añadido es:

$$(n - n_0) = (0{,}0208 - 0{,}0131) \text{ mol} = 0{,}00770 \text{ mol}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.112. Se desea preparar O_2(g) con una densidad de 1,5 g L^{-1} a la temperatura de 37 °C. ¿Cuál debe ser la presión del gas?
a) 0,142 atm
b) 0,838 atm
c) 0,074 atm
d) 1,19 atm
e) $7{,}11 \cdot 10^{-2}$ atm

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Extremadura 2013)

Considerando comportamiento ideal, la presión del O_2:

$$p = \frac{(1{,}5 \text{ g } O_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (37 + 273{,}15)\ K}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32{,}0 \text{ g } O_2} = 1{,}19 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.113. Dos recipientes con el mismo volumen contienen 100 g de CO_2 y 100 g de CH_4, respectivamente, a la misma temperatura. Se puede afirmar que en ambos recipientes:
a) Hay el mismo número de moles.
b) Las moléculas tienen la misma energía cinética media.
c) Las moléculas tienen la misma velocidad media.
d) Las moléculas tienen la misma energía cinética media y la misma velocidad media.
e) Existe la misma presión.

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Cantabria 2011)

a) Falso. El número de moles de cada gas es diferente ya que también es diferente su masa molar:

$$100 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44{,}0 \text{ g } CO_2} = 2{,}27 \text{ mol } CO_2 \qquad 100 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16{,}0 \text{ g } CH_4} = 6{,}25 \text{ mol } CH_4$$

b) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende su temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

Como ambos gases se encuentran a la misma temperatura, sus energías cinéticas medias son iguales.

c) Falso. Aunque ambos gases, por estar a la misma temperatura, tengan energías cinéticas medias iguales, las velocidades medias de las moléculas son diferentes, ya que, sus masas molares son distintas. Tienen mayor velocidad media las moléculas de CH_4 que son más ligeras que las de CO_2.

d) Falso. Tal como se ha justificado en los apartados anteriores.

e) Falso. Como el número de moles es diferente, aunque la temperatura y el volumen sea el mismo, la presión es mayor en el recipiente que contiene CH_4 ya que hay mayor número de moles de este gas.

La respuesta correcta es la **d**.

3.114. En un recipiente hermético de 30 L hay una mezcla gaseosa de nitrógeno y oxígeno en la que este último se encuentra en un 20 % en volumen. La presión que se mide en el recipiente es 1,25 atm y la temperatura 25 °C. Señale la respuesta correcta:
a) La presión parcial del oxígeno en dicha mezcla es de 190 mmHg.
b) Según De Broglie, si se aumenta la temperatura de la mezcla disminuirá la presión.
c) Si se abre el recipiente que contiene la mezcla saldrá el oxígeno en busca del aire.
d) Si se inyecta un gas inerte la presión no variará.

(O.Q.L. Murcia 2009)

a) **Verdadero**. En una mezcla gaseosa, la composición volumétrica coincide con la composición molar. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_{\mathrm{i}} = p\, y_{\mathrm{i}}$$

El valor de la presión parcial del O_2 es:

$$p_{O_2} = 1{,}25 \text{ atm} \cdot 0{,}20\ \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 190 \text{ mmHg}$$

b) Falso. De Broglie propone el comportamiento ondulatorio de las partículas atómicas.

c) Falso. Si se abre el recipiente, que está a mayor presión que el exterior, no solo sale O_2 sino ambos gases para mezclarse con el aire.

d) Falso. Si se inyecta un gas, aunque sea inerte, en un recipiente de volumen constante la presión aumenta.

La respuesta correcta es la **a**.

3.115. Si las condiciones de p (1 atm) y T (250 °C) se mantienen constantes en todo el proceso, calcule el volumen de los productos de reacción que se obtendrán al quemar 20 L de etano, C_2H_6.
a) 40 L
b) 100 L
c) 50 L
d) Imposible saberlo

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química correspondiente a la combustión del C_2H_6 es:

$$C_2H_6(g) + \tfrac{7}{2} O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes C_2H_6/productos es 1/5. Relacionando C_2H_6 con los productos gaseosos:

$$20 \text{ L } C_2H_6 \cdot \frac{5 \text{ L productos}}{1 \text{ L } C_2H_6} = 100 \text{ L productos}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.116. Volúmenes iguales de distintas sustancias gaseosas, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas. Este enunciado se corresponde con la ley de:
a) Proust
b) Dalton
c) Lavoisier
d) Avogadro

(O.Q.L. Murcia 2009)

El enunciado propuesto se corresponde con la ley de Avogadro (1811).

La respuesta correcta es la **d**.

3.117. En condiciones normales un gas desconocido tiene una densidad de 0,76 g L^{-1}. ¿Cuál es el peso molecular de este gas?
a) 2,81 g
b) 17 g
c) 22,4 g
d) 63 g

(O.Q.L. Murcia 2009)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M = \frac{(0{,}76\ \text{g L}^{-1} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 17\ \text{g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.118. El metano y el etano son dos componentes esenciales del combustible llamado “gas natural”. Si al quemar totalmente 50 mL de una mezcla de ambos gases se obtienen 85 mL de CO_2, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, se cumplirá que:
a) El 70 % de mezcla es metano.
b) El 30 % de mezcla es etano.
c) El 30 % de mezcla es metano.
d) No es una mezcla, todo es etano.

(O.Q.L. Madrid 2009)

- La ecuación química correspondiente a la combustión del metano, CH_4, es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

- La ecuación química correspondiente a la combustión del etano, C_2H_6, es:

$$C_2H_6(g) + \frac{7}{2}O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

De acuerdo con la ley de Avogadro las relaciones molares coinciden con las volumétricas, por lo tanto, si se considera que la mezcla inicial contiene x mL de CH_4 e y mL de C_2H_6 se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$x\ \text{mL CH}_4 + y\ \text{mL C}_2\text{H}_6 = 50\ \text{mL mezcla}$$

$$x\ \text{mL CH}_4 \cdot \frac{1\ \text{mL CO}_2}{1\ \text{mL CH}_4} + y\ \text{mL C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{2\ \text{mL CO}_2}{1\ \text{mL C}_2\text{H}_6} = 85\ \text{mL CO}_2$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 15\ \text{mL CH}_4 \qquad = 35\ \text{mL C}_2\text{H}_6$$

La composición de la mezcla expresada como porcentaje es:

$$\frac{15\ \text{mL CH}_4}{50\ \text{mL gas natural}} \cdot 100 = 30\ \%\ \text{CH}_4 \qquad \frac{35\ \text{mL C}_2\text{H}_6}{50\ \text{mL gas natural}} \cdot 100 = 70\ \%\ \text{C}_2\text{H}_6$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.119. Cuando las autoridades comunican una alerta medioambiental por haberse detectado una concentración de SO_2 de 2.000 ppm significa que:
a) Hay 2.000 mg de SO_2 / L aire.
b) Hay 2.000 cm^3 de SO_2 / L aire.
c) Hay 2.000 cm^3 de SO_2 / m^3 aire.
d) El 2 % de un volumen de aire es SO_2.

(O.Q.L. Madrid 2009)

En una mezcla gaseosa, la concentración expresada como ppm se define como:

$$\frac{\text{cm}^3 \text{ gas}}{\text{m}^3 \text{ mezcla gaseosa}}$$

Aplicado al caso propuesto:

$$2.000 \text{ ppm SO}_2 \quad \rightarrow \quad \frac{2.000 \text{ cm}^3 \text{ SO}_2}{\text{m}^3 \text{ aire}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.120. La fórmula empírica de un compuesto es CH_2. En estado gaseoso su densidad en condiciones normales es 2,5 g L^{-1}. ¿Cuál es su fórmula molecular?
a) CH_2
b) C_3H_6
c) C_5H_{10}
d) C_4H_8
e) C_3H_5
f) C_2H_4

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$M = \frac{\rho RT}{p}$$

El valor de la masa molar del hidrocarburo es:

$$M = \frac{(2{,}5 \text{ g L}^{-1}) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 56 \text{ g mol}^{-1}$$

A partir de la masa molar obtenida y la fórmula empírica se obtiene que la fórmula molecular es:

$$n = \frac{56{,}0 \text{ g mol}^{-1}}{14{,}0 \text{ g mol}^{-1}} = 4 \quad \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: C}_4\text{H}_8$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.121. ¿En cuál de los siguientes casos el gas se aproxima más al comportamiento ideal?
a) H_2(g) a 300 °C y 500 mmHg.
b) H_2(g) a 300 K y 500 mmHg.
c) CH_4(g) a 300 °C y 500 mmHg.
d) N_2(g) a 300 °C y 100 mmHg.
e) N_2(g) a 300 K y 500 mmHg

(O.Q.N. Sevilla 2010)

Los gases tienen comportamiento ideal a temperaturas altas y presiones bajas que es cuando cumplen la ecuación de estado. Esto ocurre en el caso de N_2(g) a 300 °C y 100 mmHg.

La respuesta correcta es la **d**.

3.122. Una muestra de gas se encuentra en un volumen V a una presión p_1 y temperatura T_1. Cuando la temperatura cambia a T_2, manteniendo el volumen constante, la presión p_2 será:
a) $T_1 \cdot T_2 / p_1$
b) $p_1 / T_1 \cdot T_2$
c) $p_1 \cdot T_1 / T_2$
d) $T_1 / p_1 \cdot T_2$
e) $p_1 \cdot T_2 / T_1$

(O.Q.N. Sevilla 2010)

La situación propuesta obedece a la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isocoras (1802):

"para una masa de gas a volumen constante las presiones son directamente proporcionales a la temperaturas absolutas".

La expresión matemática de esta ley es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad \rightarrow \quad p_2 = p_1 \cdot \frac{T_2}{T_1}$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.123. Hablando de gases, se puede decir que:
a) El oxígeno no se disuelve en absoluto en agua por ser una molécula apolar.
b) Las moléculas del gas He, como las de hidrógeno, son diatómicas.
c) La densidad aumenta al aumentar la temperatura.
d) Según Lewis, la molécula de oxígeno es diatómica, con un enlace doble entre sus átomos.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a) Falso. La solubilidad de un gas en agua está regida por la ley de Henry (1803) que dice:

"a temperatura constante, la cantidad de gas disuelta en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido".

Su expresión matemática es:

$$c = k\,p \quad \rightarrow \quad \begin{cases} c = \text{concentración del gas} \\ k = \text{constante de Henry específica para cada gas} \\ p = \text{presión parcial del gas} \end{cases}$$

b) Falso. El He es un gas que no forma moléculas.

c) Falso. La relación entre la densidad de un gas y la temperatura viene dada por siguiente expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

d) **Verdadero**. La estructura de Lewis del O_2 es:

$$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}::\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.124. Cuando 2 L de nitrógeno reaccionan con 6 L de hidrógeno, si todos los gases están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, el volumen de amoniaco obtenido es:
a) 4 L
b) 8 L
c) 2 L
d) 3 L
(O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre N_2 y H_2 es:

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightarrow 2\,NH_3(g)$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción 1:3:2. Por lo tanto, la relación volumétrica (molar) inicial entre los reactivos es:

$$\frac{V_{H_2}}{V_{N_2}} = \frac{6}{2} = 3$$

Como esta relación molar es igual 3, indica que son cantidades estequiométricas que se consumen completamente y la cantidad de NH_3 que se forma es:

$$2\ \text{L}\ N_2 \cdot \frac{2\ \text{L}\ NH_3}{1\ \text{L}\ N_2} = 4\ \text{L}\ NH_3$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1999 y en Castilla-León 2012 se ponen 1 L con 3 L) .

3.125. La mayor solubilidad de un gas en agua será a:
a) Alta presión y alta temperatura.
b) Alta presión y baja temperatura.
c) Baja presión y alta temperatura.
d) Baja presión y baja temperatura.
(O.Q.L. Murcia 2010)

La solubilidad de un gas en agua está regida por la ley de Henry (1803) que dice:

> "a temperatura constante, la cantidad de gas disuelta en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido".

Su expresión matemática es:

$$c = k\,p \quad \rightarrow \quad \begin{cases} c = \text{concentración del gas} \\ k = \text{constante de Henry específica para cada gas} \\ p = \text{presión parcial del gas} \end{cases}$$

La constante k depende de la naturaleza del gas y la temperatura del líquido y es mayor cuanto menor es esta, por lo tanto, la solubilidad es mayor a menor temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

3.126. Si se consideran 15 L de nitrógeno y 15 L de CO_2, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, se puede decir que:
a) Hay el mismo número de átomos.
b) Hay el mismo número de moléculas.
c) Tienen la misma masa.
d) Tienen la misma densidad.
(O.Q.L. Murcia 2010)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811):

> "volúmenes iguales de diferentes gases, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas".

La respuesta correcta es la **b**.

3.127. Respecto del ozono, se puede afirmar que:
a) El número de átomos que contiene un mol de moléculas es $18{,}069 \cdot 10^{23}$.
b) El volumen que ocupa un mol de este gas es siempre 22,4 L.
c) Es un gas ideal y por tanto el volumen que ocupa no varía con la temperatura.
d) Al disolverse en agua se disocia en iones F^{+} y O^{-}.
e) Al disolverse en agua se disocia en iones y produce un agradable olor a rosas.

(O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Murcia 2011)

a) **Verdadero**.

$$1\ \text{mol}\ O_3 \cdot \frac{3\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ O_3} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = 18{,}066 \cdot 10^{23}\ \text{átomos O}$$

b) Falso. Ese valor del volumen molar es solo en condiciones normales, 1 atm y 273 K.

c) Falso. De acuerdo con la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787):

> "el volumen que ocupa una determinada masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta".

d-e) Falso. Son propuestas absurdas.

La respuesta correcta es la **a**.

(En Murcia 2011 se cambia el O_3 por el H_2S y la propuesta d por la e).

3.128. Un recipiente contiene un 60 % en volumen de hidrógeno y un 40 % de eteno, a una presión de 2,0 atm. Si ambos gases reaccionan entre sí y forman etano gaseoso. ¿Cuál será la presión final de la mezcla?
a) 0,80 atm
b) 1,0 atm
c) 0,4 atm
d) 1,2 atm

(O.Q.L. Madrid 2010)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre C_2H_4 y H_2 es:

$$C_2H_4(g) + H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición volumétrica en una mezcla gaseosa coincide con su composición molar, por lo tanto, aplicando la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_{\text{i}} = p\ y_{\text{i}}$$

Los valores des las presiones parciales de ambos reactivos son:

$$p_{H_2} = 2{,}0\ \text{atm} \cdot 0{,}60 = 1{,}2\ \text{atm} \qquad p_{C_2H_4} = 2{,}0\ \text{atm} \cdot 0{,}40 = 0{,}80\ \text{atm}$$

La relación de presiones y molar es:

$$\frac{p_{H_2}}{p_{C_2H_4}} = \frac{1{,}2}{0{,}80} = 1{,}5$$

Como la relación molar es mayor que 1, indica que sobra H_2 y que C_2H_4 es el reactivo limitante que determina la cantidad de C_2H_6 que se forma (en términos de presión):

$$0{,}80 \text{ atm } C_2H_4 \cdot \frac{1 \text{ atm } C_2H_6}{1 \text{ atm } C_2H_4} = 0{,}80 \text{ atm } C_2H_6$$

La cantidad de H_2 que se consume (en términos de presión):

$$0{,}8 \text{ atm } C_2H_4 \cdot \frac{1 \text{ atm } H_2}{1 \text{ atm } C_2H_4} = 0{,}8 \text{ atm } H_2$$

La cantidad de H_2 sobrante (en términos de presión):

$$1{,}2 \text{ atm } H_2 \text{ (inicial)} - 0{,}80 \text{ atm } H_2 \text{ (reaccionado)} = 0{,}40 \text{ atm } H_2 \text{ (sobrante)}$$

De acuerdo con la ley de Dalton, la presión final de la mezcla gaseosa es:

$$p_{\text{total}} = p_{H_2} + p_{C_2H_6} = (0{,}40 + 0{,}80) \text{ atm} = 1{,}2 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.129. Se tiene una mezcla de dos gases distintos a la misma temperatura. Indique cuál es la afirmación correcta:
a) Ambos gases tienen la misma presión individual.
b) El de mayor masa molecular hará más presión.
c) El de menor masa molecular hará menos presión.
d) Ambos gases tienen la misma energía cinética molar.

(O.Q.L. Madrid 2010)

a-b-c) Falso. Es necesario conocer la cantidad de cada gas que hay en el recipiente.

d) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.130. Un gas, contenido en un recipiente cerrado y flexible, se enfría lentamente desde 50 °C hasta 25 °C. ¿Cuál es la relación alcanzada entre el volumen final del gas y el inicial?
a) 2/1
b) 1,08/1
c) 0,923/1
d) 0,5/1

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La expresión matemática de la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787) es:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1}$$

El valor de la relación entre los volúmenes es:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{(25 + 273{,}15) \text{ K}}{(50 + 273{,}15) \text{ K}} = \frac{0{,}923}{1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.131. Un recipiente contiene una mezcla de Ne(g) y Ar(g). En la mezcla hay 0,250 mol de Ne(g) que ejercen una presión de 205 mmHg. Si el Ar(g) de la mezcla ejerce una presión de 492 mmHg, ¿qué masa de Ar(g) hay en el recipiente?
a) 4,16 g
b) 12,1 g
c) 24,0 g
d) 95,5 g

(O.Q.L. La Rioja 2010)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_{\mathrm{i}} = p\, y_{\mathrm{i}}$$

Relacionando las presiones parciales de ambos componentes de la mezcla:

$$\frac{p_{\mathrm{Ar}}}{p_{\mathrm{Ne}}} = \frac{y_{\mathrm{Ar}}}{y_{\mathrm{Ne}}} = \frac{n_{\mathrm{Ar}}}{n_{\mathrm{Ne}}}$$

La masa de Ar en la mezcla es:

$$\frac{492\ \mathrm{mmHg}}{205\ \mathrm{mmHg}} = \frac{x\ \mathrm{g\ Ar} \cdot \dfrac{1\ \mathrm{mol\ Ar}}{39{,}9\ \mathrm{g\ Ar}}}{0{,}250\ \mathrm{mol\ Ne}} \qquad \rightarrow \qquad x = 24{,}0\ \mathrm{g\ Ar}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.132. Un mol de un gas ideal se encuentra a la presión de 1 atm y ocupa un volumen de 15 L. Si se aumenta la presión al doble y el volumen se hace igual a 20 L:
a) Aumentará el número de moles.
b) Aumentará la temperatura.
c) Disminuirá la temperatura.
d) La temperatura permanecerá constante.

(O.Q.L. La Castilla y León 2010)

La ecuación general de los gases ideales permite calcular la relación entre las temperaturas final e inicial del proceso:

$$\frac{p_1\, V_1}{T_1} = \frac{p_2\, V_2}{T_2} \qquad \rightarrow \qquad \frac{T_2}{T_1} = \frac{p_2\, V_2}{p_1\, V_1}$$

El valor de la relación entre las temperaturas es:

$$\frac{T_2}{T_1} = \frac{2\ \mathrm{atm} \cdot 20\ \mathrm{L}}{1\ \mathrm{atm} \cdot 15\ \mathrm{L}} \qquad \rightarrow \qquad \frac{T_2}{T_1} = \frac{8}{3}$$

Como se deduce de la ecuación, aumentará la temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

3.133. Dos recipientes de la misma capacidad contienen uno amoniaco gas, NH_3, y el otro butano gas, C_4H_{10}. Si ambos recipientes se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura:
a) Ambos recipientes contienen el mismo número de átomos.
b) Ambos recipientes contienen la misma masa.
c) Ambos recipientes tendrán la misma densidad de gas.
d) Ambos recipientes contienen el mismo número de moléculas.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal, el número de moles de gas es el mismo ya que se tiene el mismo volumen de ambos gases en idénticas condiciones de presión y temperatura:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

a) Falso. El número de átomos que forman cada molécula es diferente.

b) Falso. Teniendo en cuenta que las masas molares de ambos gases, M, son diferentes las masas de gas también lo serán. La masa de gas viene dada por la ecuación:

$$m = M\frac{pV}{RT}$$

c) Falso. Si la masa de cada gas es diferente también lo es su densidad.

d) **Verdadero**. De acuerdo con el concepto de mol, si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es.

La respuesta correcta es la **d**.

3.134. En una mezcla de nitrógeno y oxígeno hay doble número de moles de oxígeno que de nitrógeno. Si la presión parcial de nitrógeno es 0,3 atm, la presión total será:
a) 0,6 atm
b) 1,2 atm
c) 1,5 atm
d) 0,9 atm

(O.Q.L. La Castilla y León 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2011)

Considerando que en recipiente:

$$n_{O_2} = 2\,n_{N_2} \qquad \rightarrow \qquad p_{O_2} = 2\,p_{N_2}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_{\text{total}} = p_{N_2} + p_{O_2}$$

El valor de presión total de la mezcla es:

$$p_{\text{total}} = (0{,}3 + 2 \cdot 0{,}3)\ \text{atm} = 0{,}9\ \text{atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.135. Una muestra de gas helio se encuentra a una presión y temperatura determinadas ocupando un volumen V. Si el volumen se reduce a la mitad manteniendo constante la temperatura:
a) Disminuirá la energía cinética media de las partículas.
b) Disminuirá la presión.
c) Aumentará el número de colisiones de las partículas con las paredes del recipiente.
d) No pasará nada.

(O.Q.L. La Castilla y León 2010)

a) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

b) Falso. Si se considera un recipiente en el que la temperatura permanece constante, es aplicable la ley de Boyle-Mariotte de las transformaciones isotérmicas (1662):

> "para una masa de gas a temperatura constante la presión y el volumen son magnitudes inversamente proporcionales", si se reduce el volumen a la mitad la presión se duplica.

c) **Verdadero**. Al reducirse el volumen aumenta el número de choques entre las partículas de gas y las paredes del recipiente lo que hace aumentar la presión en el interior del mismo.

La respuesta correcta es la **c**.

3.136. Un matraz de 1,00 L, lleno de O_2(g), se encuentra inicialmente en condiciones estándar y después a 100 °C. ¿Cuál será la presión a 100 °C?
a) 1,00 atm
b) 1,17 atm
c) 1,27 atm
d) 1,37 atm

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803) es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

El valor de la presión es:

$$\frac{1\ \text{atm}}{(0 + 273{,}15)\ \text{K}} = \frac{p_2}{(100 + 273{,}15)\ \text{K}} \qquad \rightarrow \qquad p_2 = 1{,}37\ \text{atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.137. Dos moléculas de A reaccionan con una molécula de B para dar dos moléculas de C. Sabiendo que todas las moléculas son gaseosas, al reaccionar un litro de A se producirá:
a) Dos moléculas de C
b) Un litro de C
c) Dos litros de C
d) Tres moléculas de C

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

$$2\ \text{A(g)} + \text{B(g)} \rightarrow 2\ \text{C(g)}$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808):

> "los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos"

las especies se encuentran en una relación 2:1:2. Relacionando los volúmenes de A y C:

$$1\ \text{L A} \cdot \frac{2\ \text{L C}}{2\ \text{L A}} = 1\ \text{L C}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.138. Cuatro matraces de 1,0 L contienen los gases He, Cl_2, CH_4, y NH_3, a 0 °C y 1 atm. ¿En cuál de los gases las moléculas tienen menor energía cinética?
a) He
b) Cl_2
c) CH_4
d) NH_3
e) Todos tienen la misma.

(O.Q.N. Valencia 2011)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

Como todos los gases se encuentran a igual temperatura sus moléculas tienen la misma energía cinética.

La respuesta correcta es la **e**.

3.139. Una mezcla gaseosa formada por 1,5 mol de Ar y 3,5 mol de CO_2 ejerce una presión de 7,0 atm. ¿Cuál es la presión parcial del CO_2?
a) 1,8 atm
b) 2,1 atm
c) 3,5 atm
d) 4,9 atm
e) 2,4 atm

(O.Q.N. Valencia 2011)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p\, y_i$$

El valor de la presión parcial del CO_2 es:

$$p_{CO_2} = p\, y_{CO_2} = 7{,}0 \text{ atm} \cdot \frac{3{,}5 \text{ mol } CO_2}{3{,}5 \text{ mol } CO_2 + 1{,}5 \text{ mol Ar}} = 4{,}9 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.140. Un depósito de 5 L que contiene un gas a una presión de 9 atm se encuentra conectado por una válvula con otro depósito de 10 L que contiene un gas a una presión de 6 atm. Calcule la presión cuando se abre la llave que conecta ambos depósitos:
a) 3 atm
b) 4 atm
c) 7 atm
d) 15 atm
e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas que contiene cada depósito es:

$$n_1 = \frac{p_1 V_1}{RT} = \frac{9 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{RT} = \frac{45}{RT} \qquad n_2 = \frac{p_2 V_2}{RT} = \frac{6 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{RT} = \frac{60}{RT}$$

La presión al conectar ambos depósitos es:

$$p = \frac{\frac{(45+60)}{RT}\ \text{mol} \cdot RT}{(5+10)\ \text{L}} = 7\ \text{atm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.141. Dada la reacción sin ajustar:

$$H_2S + O_2 \rightarrow H_2O + SO_2$$

¿Qué volumen de oxígeno se necesita para quemar 180 L de H_2S, si todos los gases están en idénticas condiciones de p y T?
a) 180 L
b) 540 L
c) 270 L
d) 60 L

(O.Q.L. Murcia 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del H_2S es:

$$2\ H_2S(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g) + 2\ SO_2(g)$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes coincide con la relación molar. En esta reacción, 2 L H_2S reaccionan con 3 L O_2:

$$180\ \text{L}\ H_2S \cdot \frac{3\ \text{L}\ O_2}{2\ \text{L}\ H_2S} = 270\ \text{L}\ O_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.142. Si se mezclan en un recipiente 10 g de nitrógeno gas, 10 g de dióxido de carbono gas y 10 g de oxígeno gas:
a) La fracción molar de las tres sutancias es la misma.
b) La fracción molar de nitrógeno gaseoso y de dióxido de carbono gaseoso es la misma.
c) El oxígeno gaseoso tiene mayor fracción molar.
d) El dióxido de carbono gaseoso tiene la menor fracción molar.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a-b) Falso. La fraciones molares deben ser diferentes ya que las masas molares de las sustancias también lo son.

c) Falso. La mayor fracción molar le corresponde al gas que tenga menor masa molar, el nitrógeno ($M =$ 28,0 g mol^{-1}).

d) **Verdadero**. La menor fracción molar le corresponde al gas que tenga mayor masa molar, el dióxido de carbono ($M =$ 44,0 g mol^{-1}).

La respuesta correcta es la **d**.

3.143. Si 1,0 g de un gas se colocan dentro de un recipiente de 1.000 mL a 20 °C y la presión que ejerce sobre las paredes es de 6,0 atm, el gas contenido en el recipiente es:
a) O_3
b) O_2
c) Ne
d) He

(O.Q.L. Murcia 2011)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$M = \frac{mRT}{pV}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M = \frac{1{,}0 \text{ g} \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15) \text{ K}}{6 \text{ atm} \cdot 1.000 \text{ mL}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 4{,}0 \text{ g mol}^{-1}$$

Las masas molares de los gases propuestos son:

Gas	O_3	O_2	Ne	He
M / g mol^{-1}	48,0	32,0	20,2	4,0

De acuerdo con el valor de M obtenido, el gas desconocido es el He.

La respuesta correcta es la **d**.

3.144. En la combustión de 2 mol de un hidrocarburo saturado (alcano) se han necesitado 224 L de oxígeno medidos en condiciones normales. La fórmula del hidrocarburo es:
a) CH_4
b) C_2H_6
c) C_3H_8
d) C_4H_{10}

(O.Q.L. Murcia 2011)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de O_2 que se consumen es:

$$224 \text{ L } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{22{,}4 \text{ L } O_2} = 10{,}0 \text{ mol } O_2$$

Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de los cuatro alcanos son:

$$CH_4(g) + 2\, O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\, H_2O(g)$$

$$C_2H_6(g) + \tfrac{7}{2}\, O_2(g) \rightarrow 2\, CO_2(g) + 3\, H_2O(g)$$

$$C_3H_8(g) + 5\, O_2(g) \rightarrow 3\, CO_2(g) + 4\, H_2O(g)$$

$$C_4H_{10}(g) + \tfrac{13}{2}\, O_2(g) \rightarrow 4\, CO_2(g) + 5\, H_2O(g)$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la reacción en la que relación de volúmenes, O_2/alcano = 10/2, es la correspondiente a la combustión del propano, C_3H_8.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997 y otras).

3.145. En un recipiente cerrado hay 2,5 mol de O_2 a la temperatura de 25 °C y presión de 6,0 atm. Se eleva la presión a 12 atm inyectando una cantidad de helio que será igual a:
a) 12 mol
b) 2,5 mol
c) 6 mol
d) 5 mol

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2016)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión

$$p_i = p\ y_i$$

Aplicado al He que contiene la mezcla:

$$p_{He} = p \cdot \frac{n_{He}}{n_{O_2} + n_{He}}$$

El número de moles de He es:

$$6{,}0\ \text{atm} = 12\ \text{atm} \cdot \frac{n_{He}}{2{,}5\ \text{mol} + n_{He}} \qquad \rightarrow \qquad n_{He} = 2{,}5\ \text{mol}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998. En Castilla León 2016 la presión final es 10 atm).

3.146. Si se tiene 1 g de las sustancias gaseosas que se relacionan a continuación, en igualdad de condiciones, ¿cuál de ellas ocupa mayor volumen?
a) N_2
b) F_2
c) CH_4
d) Ne
e) Cl_2

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por una masa de gas en determinadas condiciones de p y T puede calcularse por medio de la expresión:

$$V = \frac{mRT}{pM}$$

Como la masa de gas es la misma, el volumen mayor le corresponde a la muestra gaseosa formada por mayor número moles, es decir, al gas que tenga menor masa molar.

Gas	N_2	F_2	CH_4	Ne	Cl_2
M / g mol^{-1}	28,0	38,0	16,0	20,2	71,0

La respuesta correcta es la **c**.

3.147. Una empresa ofrece botellas para buceo (mezcla gaseosa de O_2 y He) de 10 L de capacidad. La temperatura promedio del fondo marino es de 10 °C. En las etiquetas se lee que la presión parcial del helio es de 12 atm y que el número total de moles gaseosos es 6. Con la finalidad de ampliar la información por botella, se determina el porcentaje molar de cada uno de los gases presentes y la presión total en el recipiente. Identifique la información correcta de los resultados:
a) He = 86,17 % O_2 = 13,83 % p_t = 12,00 atm
b) He = 86,17 % O_2 = 13,83 % p_t = 13,92 atm
c) He = 13,83 % O_2 = 86,17 % p_t = 13,92 atm
d) He = 13,83 % O_2 = 86,17 % p_t = 12,00 atm
e) He = 12,00 % O_2 = 88,00 % p_t = 13,92 atm

(O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

Considerando comportamiento ideal, la presión total en el interior de la botella es:

$$p = \frac{6\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (10 + 273{,}15)\ \text{K}}{10\ \text{L}} = 13{,}92\ \text{atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_{\text{i}} = p\ y_{\text{i}}$$

Las fracciones molares ambos gases son:

$$y_{\text{He}} = \frac{12 \text{ atm}}{13{,}92 \text{ atm}} = 0{,}8621 \quad \rightarrow \quad 86{,}21\% \text{ He}$$

$$y_{\text{O}_2} = (1 - 0{,}8621) = 0{,}1379 \quad \rightarrow \quad 13{,}79\% \text{ O}_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.148. Un tanque de almacenamiento de 10 000 L (dm^3) de capacidad, está completamente lleno de gas metano que se encuentra a 27 °C y 10 atm de presión, se encuentra totalmente cerrado mediante válvulas. Se produce un incendio en una instalación cercana y el tanque se calienta hasta los 100 °C con lo cual sube la presión interna. La resistencia mecánica del tanque es de 25 atm. Según la ley de Gay-Lussac, se puede afirmar que:
a) El tanque permanecerá intacto porque la presión a 100 °C es menor de 25 atm.
b) El tanque se rompe porque la presión a 100 °C es mayor de 25 atm.
c) El gas metano es combustible y arderá suavemente en contacto con el aire, por lo cual la presión se reduce y el tanque no se romperá.
d) El gas metano es combustible y arderá violentamente en contacto con el aire, dando lugar a una explosión que romperá el tanque.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

La expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803) es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

El valor de la presión a 100 °C es:

$$\frac{10 \text{ atm}}{(27 + 273{,}15) \text{ K}} = \frac{p_2}{(100 + 273{,}15) \text{ K}} \quad \rightarrow \quad p_2 = 12{,}4 \text{ atm}$$

Como se observa, la presión que alcanza el gas es inferior a la resistencia mecánica del tanque (25 atm), por lo tanto, el tanque permanece intacto.

La respuesta correcta es la **a**.

3.149. La densidad relativa de un óxido de nitrógeno respecto al oxígeno es 1,375. Este gas es:
a) N_2O_5
b) NO
c) N_2O
d) N_2O_4
e) NO_2

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del O_2 y del gas X:

$$\frac{\rho_X}{\rho_{O_2}} = \frac{\frac{p\,M_X}{RT}}{\frac{p\,M_{O_2}}{RT}} \quad \rightarrow \quad \frac{\rho_X}{\rho_{O_2}} = \frac{M_{O_2}}{M_X}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_X = 1{,}375 \cdot (32{,}0 \text{ g mol}^{-1}) = 44 \text{ g mol}^{-1}$$

Las masas molares de los gases propuestos son:

Gas	N_2O_5	NO	N_2O	N_2O_4	NO_2
M / g mol^{-1}	108,0	30,0	44,0	92,0	46,0

De acuerdo con el valor de M obtenido, el gas desconocido es el N_2O.

La respuesta correcta es la **c**.

3.150. Las velocidades moleculares medias de dos gases O_2 y CH_4, a 25 °C y 800 mmHg, están relacionadas de acuerdo con:
a) $u_{O_2} = u_{CH_4}$
b) $u_{O_2} = 2\,u_{CH_4}$
c) $u_{O_2} = ½\,u_{CH_4}$
d) $u_{O_2} = 4\,u_{CH_4}$
e) $u_{O_2} = ¼\,u_{CH_4}$

(O.Q.N. El Escorial 2012)

De acuerdo con la ley de Graham (1833):

"las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares".

Aplicada a los gases propuestos:

$$\frac{u_{O_2}}{u_{CH_4}} = \sqrt{\frac{M_{CH_4}}{M_{O_2}}} \quad \rightarrow \quad \frac{u_{O_2}}{u_{CH_4}} = \sqrt{\frac{16{,}0}{32{,}0}} = 0{,}707 \quad \rightarrow \quad u_{O_2} = 0{,}707\,u_{CH_4}$$

Ninguna respuesta es correcta.

3.151. Las velocidades de efusión de $^{235}UF_6$ y $^{238}UF_6$ se encuentran en la siguiente relación (M indica la masa molar):
a) $M\,(^{235}UF_6)\,/\,M\,(^{238}UF_6)$
b) $[M\,(^{235}UF_6)\,/\,M\,(^{238}UF_6)]^{½}$
c) $[M\,(^{238}UF_6)\,/\,M\,(^{235}UF_6)]^{½}$
d) $[M\,(^{235}UF_6)\cdot M\,(^{238}UF_6)]^{½}$
e) 238 / 235

(O.Q.N. El Escorial 2012)

De acuerdo con la ley de Graham (1833):

"las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares".

Aplicada a los gases propuestos:

$$\frac{u(^{235}UF_6)}{u(^{238}UF_6)} = \sqrt{\frac{M(^{238}UF_6)}{M(^{235}UF_6)}} = \left[\frac{M(^{238}UF_6)}{M(^{235}UF_6)}\right]^{½}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.152. La densidad del etano a 25 °C y 750 mmHg es 1,21 g L^{-1}. ¿Cuál es la densidad del butano en las mismas condiciones?
a) 2,42 g L^{-1}
b) 0,625 g L^{-1}
c) 2,34 g L^{-1}
d) Se necesita el volumen del recipiente.

(O.Q.L. Murcia 2012)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del C_2H_6 y del C_4H_{10}:

$$\frac{\rho_{C_4H_{10}}}{\rho_{C_2H_6}} = \frac{\frac{p\,M_{C_4H_{10}}}{RT}}{\frac{p\,M_{C_2H_6}}{RT}} \qquad \rightarrow \qquad \frac{\rho_{C_4H_{10}}}{\rho_{C_2H_6}} = \frac{M_{C_4H_{10}}}{M_{C_2H_6}}$$

El valor de la densidad del C_4H_{10} es:

$$\rho_{C_4H_{10}} = 1{,}21\ \mathrm{g\ L^{-1}} \cdot \frac{58{,}0\ \mathrm{g\ mol^{-1}}}{30{,}0\ \mathrm{g\ mol^{-1}}} = 2{,}34\ \mathrm{g\ L^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.153. Señale la respuesta correcta entre las siguientes afirmaciones sobre el nitrógeno presente en el aire:
a) El número de átomos que contiene un mol de moléculas es $18{,}069 \cdot 10^{23}$.
b) El volumen que ocupa un mol de este gas es siempre igual a 22,4 L.
c) La masa de un mol de este gas es 28 g a cualquier temperatura.
d) Al disolverse en agua se disocia en iones N^{+} y N^{-}.

(O.Q.L. Murcia 2012)

El nitrógeno presente en el aire está en forma de moléculas diatómicas, N_2.

a) Falso. El número de átomos de N contenidos en 1 mol de N_2 es:

$$1\ \mathrm{mol\ N_2} \cdot \frac{2\ \mathrm{mol\ N}}{1\ \mathrm{mol\ N_2}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos N}}{1\ \mathrm{mol\ N}} = 12{,}044 \cdot 10^{23}\ \text{átomos N}$$

b) Falso. El volumen molar de cualquier gas es 22,4 L solo en condiciones normales de presión y temperatura.

c) **Verdadero**. La masa molar del N_2 es 28,0 g mol^{-1} y no depende de la temperatura.

d) Falso. El N_2 es una sustancia que presenta enlace covalente no polar. Por este motivo, es muy poco soluble en agua y no se disocia en iones al disolverse en ella.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2010 y Murcia 2011).

3.154. Se tienen dos recipientes idénticos, uno lleno con CH_4 y el otro con N_2, en las mismas condiciones de p y T, y supuesto un comportamiento ideal, se puede afirmar que:
a) La densidad del metano es mayor que la del nitrógeno.
b) La densidad de ambos gases es la misma.
c) Hay más moles de metano que de nitrógeno.
d) Hay las mismas moléculas de CH_4 que de N_2.

(O.Q.L. Murcia 2012)

a-b) Falso. Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Como se cumple que:

$$M_{N_2} > M_{CH_4} \qquad \rightarrow \qquad \rho_{N_2} > \rho_{CH_4}$$

c) Falso. Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal, el número de moles de gas es el mismo ya que ambos recipientes tienen el mismo volumen y se encuentran en las mismas condiciones de p y T:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

d) **Verdadero**. De acuerdo con el concepto de mol, si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es.

La respuesta correcta es la **d**.

3.155. Se dispone de una mezcla de 210 g de N_2 y 5,0 g de H_2 y la presión del recipiente es de 2,0 atm. La presión parcial de cada uno de ellos es:
a) 1,5 atm y 0,5 atm.
b) 0,85 atm y 0,65 atm.
c) La misma y 0,75 atm.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2012)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p\, y_i$$

El valor de la presión parcial cada gas es:

$$p_{N_2} = p\, y_{N_2} = 2{,}0 \text{ atm} \cdot \frac{210 \text{ g } N_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } N_2}{28{,}0 \text{ g } N_2}}{5{,}0 \text{ g } H_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } H_2}{2{,}0 \text{ g } H_2} + 210 \text{ g } N_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } N_2}{28{,}0 \text{ g } N_2}} = 1{,}5 \text{ atm}$$

$$p_{H_2} = p\, y_{H_2} = 2{,}0 \text{ atm} \cdot \frac{5{,}0 \text{ g } H_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } H_2}{2{,}0 \text{ g } H_2}}{5{,}0 \text{ g } H_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } H_2}{2{,}0 \text{ g } H_2} + 210 \text{ g } N_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } N_2}{28{,}0 \text{ g } N_2}} = 0{,}50 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.156. El aire húmedo es menos denso que el aire seco a la misma temperatura y presión barométrica. ¿Cuál es la mejor explicación a esta observación?
a) El H_2O es una molécula polar, pero no N_2 y O_2.
b) El H_2O tiene mayor punto de ebullición que N_2 y O_2.
c) El H_2O tiene menor masa molar que N_2 y O_2.
d) El H_2O es una molécula apolar igual que N_2 y O_2.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

por lo tanto, la densidad es directamente proporcional al valor de la masa molar.

La masa molar de una mezcla gaseosa se calcula teniendo en cuenta las fracciones y masas molares de los gases que la integran. En la tabla se muestran estos valores para los gases que forman el aire seco.

Gas	N_2	O_2	Ar	CO_2	aire
M / g mol^{-1}	28,0	32,0	39,9	44,0	28,95
y	0,7808	0,2095	0,0093	0,00035	

El H_2O tiene una masa molar menor (18,0 g mol^{-1}) que la del resto de los gases citados, por este motivo, el aire húmedo debe tener una masa molar menor que el aire seco.

La respuesta correcta es la **c**.

3.157. Se calientan 25,00 L de oxígeno desde 25 °C hasta 425 K a presión constante. ¿Cómo varía el volumen del gas?
a) Aumenta a 35,65 L.
b) Aumenta a 425 L.
c) Aumenta en una cantidad dependiente de la presión.
d) El volumen permanece constante.

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

La expresión matemática de la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787) es:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

El valor del volumen a 425 K es:

$$\frac{25{,}00 \text{ L}}{(25 + 273{,}15) \text{ K}} = \frac{V_2}{425 \text{ K}} \quad \rightarrow \quad V_2 = 35{,}65 \ L$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.158. En relación con un mol de moléculas de CO_2, ¿cuál es la propuesta correcta?
a) El número de átomos que contiene es $18{,}069 \cdot 10^{23}$.
b) El volumen que ocupa es siempre 22,4 L.
c) Por tratarse de un gas ideal el volumen que ocupa no varía con la presión.
d) El número de moles de átomos que contiene es $6{,}02 \cdot 10^{23}$.

(O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Cantabria 2015)

a) **Verdadero**. El número de átomos de un mol de CO_2 es:

$$1 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{3 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 18{,}066 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

b) Falso. Ese valor del volumen molar es solo en condiciones normales, 1 atm y 273 K.

c) Falso. De acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte de las transformaciones isotérmicas (1662):

> "para una masa de gas a temperatura constante, el volumen que ocupa es inversamente proporcional a la presión a la que se encuentra sometido".

d) Falso. La propuesta es absurda.

La respuesta correcta es la **a**.

3.159. La presión del gas metano encerrado en una bombona a 50 °C es de 640 mmHg. Por tanto, considerando comportamiento ideal, su densidad será:
a) 2,402 g L^{-1}
b) 0,0025 g L^{-1}
c) 0,509 kg m^{-3}
d) 5,1 g L^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2012)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad del CH_4 en las citadas condiciones es:

$$\rho = \frac{(640 \text{ mmHg}) \cdot (16{,}0 \text{ g mol}^{-1})}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (50 + 273{,}15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0{,}509 \text{ g L}^{-1}$$

Cambiando las unidades:

$$0{,}509 \text{ g L}^{-1} \cdot \frac{10^3 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}} = 0{,}509 \text{ kg m}^{-3}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.160. Se tienen dos recipientes de 20 L, uno nitrógeno y otro con helio, sometidos ambos a 0,50 atm y 100 °C. El recipiente que contiene N_2 tiene:
a) Doble masa que el de helio.
b) El mismo número de átomos que el de helio.
c) El mismo número de moles que el de helio.
b) Densidad doble que el de helio.

(O.Q.L. Asturias 2012) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal, el número de moles de gas es el mismo, ya que ambos recipientes tienen el mismo volumen y se encuentran en las mismas condiciones de p y T:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

a) Falso. Ya que la masa molar del N_2 es 7 veces mayor que la del helio:

$$\frac{M_{N_2}}{M_{He}} = \frac{28{,}0 \text{ g mol}^{-1}}{4{,}0 \text{ g mol}^{-1}} = 7{,}0$$

b) Falso. Ya que las moléculas de N_2 son diatómicas mientras que el helio no forma moléculas.

c) **Verdadero**. Según se ha demostrado al principio.

d) Falso. Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

relacionando las densidades de ambos gases se obtiene:

$$\frac{\rho_{N_2}}{\rho_{He}} = \frac{M_{N_2}}{M_{He}}$$

El valor de la relación entre las densidades es:

$$\frac{\rho_{N_2}}{\rho_{He}} = \frac{28{,}0 \text{ g mol}^{-1}}{4{,}0 \text{ g mol}^{-1}} = 7{,}0$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.161. A última hora de la tarde, tras una reparación en un gaseoducto que transporta una mezcla de hidrocarburos gaseosos, el operario se marcha a descansar, pero ha olvidado abrir dos válvulas que permiten el paso del gas. A las 20:00 h, un manómetro indica que la presión del gas atrapado entre las dos válvulas es de 12 atm cuando su temperatura es de 27 °C. La previsión meteorológica dice que el día siguiente será soleado y muy caluroso, de tal modo que el gas atrapado podría alcanzar los 100 °C. Si la presión límite a la que las válvulas se rompen es de 30 atm, según la ley de Gay-Lussac, ¿existe riesgo de que el hidrocarburo fugue?
a) No, porque la presión que alcanzaría el gas sería menor que la presión límite.
b) Sí, porque la presión que alcanzaría el gas sería igual que la presión límite.
c) Sí, porque la presión que alcanzaría el gas sería mayor que la presión límite.
d) Sí, porque la presión que alcanzaría el gas sería dos veces mayor que la presión límite.

(O.Q.L. País Vasco 2012)

La expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803) es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

El valor de la presión es a 100 °C:

$$\frac{12 \text{ atm}}{(27 + 273{,}15) \text{ K}} = \frac{p_2}{(100 + 273{,}15) \text{ K}} \qquad \rightarrow \qquad p_2 = 15 \text{ atm}$$

Como se observa, la presión que alcanza el gas es inferior a la presión límite (30 atm), por lo tanto, no se producirá fuga del gas.

La respuesta correcta es la **d**.

3.162. A través de la electrólisis del agua se produce una mezcla gaseosa de hidrógeno y oxígeno que se recoge en un recipiente de 20 L. Si el manómetro situado en el recipiente indica una presión de 600 torr, las presiones parciales del oxígeno y del hidrógeno serán, respectivamente:
a) 350 torr y 250 torr.
b) 100 torr y 500 torr.
c) 500 torr y 100 torr.
d) 200 torr y 400 torr.

(O.Q.L. País Vasco 2012)

La ecuación química correspondiente a la electrólisis del H_2O es:

$$2\ H_2O(g) \rightarrow 2\ H_2(g) + O_2(g)$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción y con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) se cumple que:

$$\left.\begin{array}{r} p_{H_2} = 2\ p_{O_2} = 2\ p \\ p_t = p_{H_2} + p_{O_2} \end{array}\right\} \rightarrow \quad p_t = 3\ p \quad \rightarrow \quad p = \frac{600\ \text{torr}}{3} = 200\ \text{torr}$$

Las presiones parciales son, respectivamente:

$$p_{H_2} = 400\ \text{torr} \qquad p_{O_2} = 200\ \text{torr}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.163. Se introducen en un recipiente rígido de 10,0 L de capacidad 40,0 g de oxígeno y 34,0 g de hidrógeno. Si se hace saltar una chispa ambos gases reaccionan para formar agua. Si se deja enfriar la mezcla hasta la temperatura de 25 °C y se considera despreciable el volumen ocupado por el líquido, suponiendo comportamiento ideal, la presión en el interior del recipiente es:
a) 3,05 atm
b) 41,54 atm
c) 44,59 atm
d) 0 atm
e) 35,43 atm

(O.Q.N. Alicante 2013)

La ecuación química correspondiente a la formación del agua es:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l)$$

El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 34{,}0\ \text{g}\ H_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2}{2{,}0\ \text{g}\ H_2} = 17{,}0\ \text{mol}\ H_2 \\ 40{,}0\ \text{g}\ O_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} = 1{,}25\ \text{mol}\ O_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{17{,}0\ \text{mol}\ H_2}{1{,}25\ \text{mol}\ O_2} = 13{,}6$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra H_2, por lo que O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2 consumida:

$$1{,}25\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ H_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 2{,}50\ \text{mol}\ H_2$$

$$17{,}0\ \text{mol}\ H_2\ \text{(inicial)} - 2{,}50\ \text{mol}\ H_2\ \text{(consumido)} = 14{,}5\ \text{mol}\ H_2\ \text{(exceso)}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por el H_2 es:

$$V = \frac{14{,}5\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{10{,}0\ \text{L}} = 35{,}4\ \text{atm}$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.164. Se dispone de tres matraces de 1 L que contienen gases en las mismas condiciones de presión y temperatura. El matraz A contiene NH_3, el matraz B contiene NO_2 y el matraz C contiene N_2. ¿Cuál de los tres matraces contiene mayor número de moléculas?
a) Matraz A.
b) Matraz B.
c) Matraz C.
d) Todos contienen las mismas.
e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014)

La ley de Avogadro (1811) dice que:

> "volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas".

De acuerdo con la misma se puede afirmar que los tres matraces contienen el mismo número de moléculas.

La respuesta correcta es la **d**.

3.165. A la presión de 1,5 atm y la temperatura de 293,15 K, una masa gaseosa ocupa un volumen de 10 dm^3. En condiciones normales esa masa de gas ocupará:
a) 13,98 m^3
b) 0,01398 m^3
c) 0,01398 L
d) 1,398 m^3

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La ecuación general de los gases ideales permite calcular el volumen del gas en cualesquiera condiciones de presión y temperatura:

$$\frac{p_1\,V_1}{T_1}=\frac{p_2\,V_2}{T_2}$$

El valor del volumen en las condiciones propuestas es:

$$\frac{1{,}5\text{ atm}\cdot 10\text{ dm}^3}{293{,}15\text{ K}}=\frac{1\text{ atm}\cdot V_2}{273{,}15\,K}\qquad\rightarrow\qquad V_2=13{,}98\text{ dm}^3\cdot\frac{1\text{ m}^3}{10^3\text{ dm}^3}=0{,}01398\text{ m}^3$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.166. Si en un recipiente hay cantidades equimoleculares de hidrógeno y oxígeno gaseosos y su masa total es de 340 g, y la presión en el interior del recipiente es de 1,5 atm, ¿cuál es la presión parcial de hidrógeno gaseoso en atm?
a) 0,33
b) 0,50
c) 0,75
d) 1,00
e) 0,10

(O.Q.L. Cantabria 2013)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_{\mathrm{i}}=p\,y_{\mathrm{i}}$$

Por tratarse de una mezcla equimolecular se tiene que:

$$y_{H_2} = y_{O_2} = 0{,}50$$

El valor de la presión parcial del H_2 es:

$$p_{H_2} = 1{,}5\ \text{atm} \cdot 0{,}50 = 0{,}75\ \text{atm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.167. De las siguientes sustancias gaseosas: dióxido de carbono, dióxido de azufre, oxígeno y monóxido de carbono, ¿cuál de ellas, en las mismas condiciones de presión y temperatura, es más densa?
a) Dióxido de carbono
b) Dióxido de azufre
c) Oxígeno
d) Monóxido de carbono
e) Todos tienen la misma densidad.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Considerando comportamiento ideal la ecuación que permite calcular la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T es:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

La mayor densidad le corresponde al gas que tenga mayor masa molar.

Gas	CO_2	SO_2	O_2	CO
M / g mol^{-1}	44,0	64,0	32,0	28,0

La respuesta correcta es la **b**.

3.168. En un recipiente se introduce una determinada cantidad de amoniaco gaseoso, NH_3, comprobándose al cabo de un tiempo que la presión total es de 876 mmHg. Si la descomposición ha sido total, las presiones parciales del nitrógeno y del hidrógeno serán, respectivamente:
a) 438 mmHg y 438 mmHg.
b) 292 mmHg y 584 mmHg.
c) 214 mmHg y 662 mmHg.
d) 219 mmHg y 657 mmHg.
e) 202 mmHg y 674 mmHg.

(O.Q.L. Valencia 2013)

La ecuación química correspondiente a la descomposición del NH_3 es:

$$2\ NH_3(g) \rightarrow N_2(g) + 3\ H_2(g)$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción y con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) se cumple que:

$$\left.\begin{array}{r} p_{H_2} = 3\ p_{N_2} = 3\ p \\ p_t = p_{N_2} + p_{H_2} \end{array}\right\} \rightarrow \quad p_t = 4\ p \quad \rightarrow \quad p = \frac{876\ \text{mmHg}}{4} = 219\ \text{mmHg}$$

Las presiones parciales son:

$$p_{N_2} = 219\ \text{mmHg} \qquad p_{H_2} = 657\ \text{mmHg}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2012).

3.169. Se tienen dos depósitos de vidrio cerrados y con el mismo volumen, uno de ellos contiene hidrógeno y el otro dióxido de carbono, ambos a la misma presión y temperatura. ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moléculas y cuál mayor masa?
a) Mayor número de moléculas el hidrógeno y mayor masa el dióxido de carbono.
b) Mayor número de moléculas el dióxido de carbono y mayor masa el hidrógeno.
c) Mayor número de moléculas y masa el dióxido de carbono.
d) Mayor número de moléculas y masa el hidrógeno.
e) Igual número de moléculas y mayor masa el dióxido de carbono.

(O.Q.L. Valencia 2013)

Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal, el número de moles de gas es el mismo, ya que ambos recipientes tienen el mismo volumen y se encuentran en las mismas condiciones de p y T:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

Si el número de moles de gas es el mismo, ambas muestras están formadas por igual número de moléculas, pero la muestra de CO_2 tiene mayor masa ya que su masa molar es mayor.

La respuesta correcta es la **e**.

3.170. Al aumentar la temperatura un gas ideal a volumen constante:
a) La energía interna no varía.
b) La presión aumenta.
c) La entropía disminuye.
d) La concentración aumenta.

(O.Q.L. País Vasco 2013)

La expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803) es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Si aumenta la temperatura de un gas, aumenta la presión que ejerce.

La respuesta correcta es la **b**.

3.171. A una determinada presión y temperatura la densidad del etano es 1,21 g L^{-1}. En las mismas condiciones, otro gas presenta una densidad de 2,34 g L^{-1}. Se tratará de:
a) Metano
b) Propano
c) Butano
d) Imposible saberlo.

(O.Q.L. Murcia 2013)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del gas desconocido X y del C_2H_6:

$$\frac{\rho_X}{\rho_{C_2H_6}} = \frac{\dfrac{p\,M_X}{R\,T}}{\dfrac{p\,M_{C_2H_6}}{R\,T}} \qquad \rightarrow \qquad \frac{\rho_X}{\rho_{C_2H_6}} = \frac{M_X}{M_{C_2H_6}}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_X = 30 \text{ g mol}^{-1} \cdot \frac{2{,}34 \text{ g L}^{-1}}{1{,}21 \text{ g L}^{-1}} \qquad \rightarrow \qquad M_X = 58 \text{ g mol}^{-1}$$

A partir del valor de la masa molar se puede identificar el gas desconocido:

Gas	CH_4 (metano)	C_3H_8 (propano)	C_4H_{10} (butano)
M / g mol^{-1}	16,0	44,0	58,0

La respuesta correcta es la **c**.

3.172. De las siguientes sustancias: CO_2(g), SO_2(g), ClO_2(g), NO_2(g) y O_2(g), ¿cuál de ellas tiene mayor densidad a 1,0 atm y 298 K?
a) O_2(g)
b) ClO_2(g)
c) SO_2(g)
d) CO_2(g)
e) NO_2(g)

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Considerando comportamiento ideal, la ecuación que permite calcular la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T es:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

La mayor densidad le corresponde al gas que tenga mayor masa molar.

Gas	O_2	ClO_2	SO_2	CO_2	NO_2
M / g mol^{-1}	32,0	67,5	64,0	44,0	46,0

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Preselección Valencia 2013).

3.173. Dos gases A y B, están confinados en un recipiente rígido cerrado. Si se introduce una cierta cantidad de un gas inerte C en el recipiente a la misma temperatura:
a) La presión parcial del gas A permanece constante.
b) La presión parcial del gas A aumenta.
c) La presión parcial del gas A disminuye.
d) La presión total en el recipiente no varía.
e) La fracción molar de B no se modifica.

(O.Q.N. Oviedo 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

a) **Verdadero**. Considerando comportamiento ideal, para el gas A se cumple que:

$$p_A\, V = n_A\, R\, T$$

Teniendo en cuenta que V y T son constantes, si n_A permanece constante p_A también debe serlo.

b-c) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

d) Falso. La presión de la mezcla es:

$$p_{total} = n_{total} \cdot \frac{R\, T}{V}$$

Si y V y T son constantes, al añadir un gas inerte C, n_{total} aumenta, por lo tanto, p_{total} aumenta.

e) Falso. La fracción molar del gas B es:

$$y_B = \frac{n_B}{n_{total}}$$

Al añadir el gas inerte C, el valor de n_{total} aumenta, por tanto, y_B disminuye.

La respuesta correcta es la **a**.

3.174. En un tubo cerrado hay 100 mL de una mezcla de dihidrógeno y dioxígeno a 25 °C y 1 atm. Se hacen reaccionar para dar agua. Se observa que ha quedado dioxígeno sin reaccionar y que, medido a 25 °C y 1 atm, ocupa un volumen de 10 mL. La composición de la mezcla gaseosa inicial es:
a) 40 % de H_2 y 60 % de O_2
b) 45 % de H_2 y 55 % de O_2
c) 55 % de H_2 y 45 % de O_2
d) 60 % de H_2 y 40 % de O_2
e) 75 % de H_2 y 25 % de O_2

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(l)$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción es 2 mL de H_2 reaccionan con 1 mL de O_2.

La tabla de volúmenes en la reacción es:

	H_2	O_2
$V_{inicial}$	x	y
$V_{transformado}$	x	½ x
V_{final}	—	y – ½ x

Se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{r} x + y = 100 \\ y - \dfrac{x}{2} = 10 \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \left\{\begin{array}{l} x = 60\text{ mL } H_2 \\ y = 40\text{ mL } O_2 \end{array}\right.$$

Al ser el volumen total de mezcla 100 mL la composición volumétrica coincide con el porcentaje.

La respuesta correcta es la **c**.

3.175. Una mezcla gaseosa está formada por 40,00 g de A y 10,00 g de B ocupa 10,0 L a una temperatura de 300 K y una presión total de 2,00 atm. La masa molar de A es:
a) 80,08 g mol^{-1}
b) 40,00 g mol^{-1}
c) 32,00 g mol^{-1}
d) 20,00 g mol^{-1}
e) No hay datos suficientes.
(Dato. Masa molar de B = 32,00 g mol^{-1})

(O.Q.N. Oviedo 2014)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es:

$$p = p_A + p_B$$

Considerando comportamiento ideal se cumple que:

$$2{,}00 \text{ atm} \cdot 10{,}0 \text{ L} = \left(\frac{40{,}00 \text{ g A}}{M_{\text{A}} \text{ g mol}^{-1}} + \frac{10{,}00 \text{ g B}}{32{,}0 \text{ g mol}^{-1}}\right) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 300 \text{ K}$$

Se obtiene, $M_{\text{A}} = 80{,}0 \text{ g mol}^{-1}$

La respuesta correcta es la **a**.

3.176. Una vasija abierta, cuya temperatura es de 10 °C se calienta hasta hasta los 400 °C. El porcentaje de aire contenido inicialmente en la vasija que es expulsado, es:
a) 25 %
b) 42 %
c) 58 %
d) 75 %
e) 97,5 %

(O.Q.N. Oviedo 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Como la vasija está abierta y llena de aire se cumple que p y V son constantes. Considerando comportamiento ideal se cumple que:

$$n_1\, T_1 = n_2\, T_2 \qquad \rightarrow \qquad \frac{n_1}{n_2} = \frac{T_2}{T_1}$$

El valor de la relación entre los moles iniciales y finales es:

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{(400 + 273{,}15)\ K}{(10 + 273{,}15)\ K} = 2{,}38$$

El porcentaje de aire expulsado de la vasija es:

$$\frac{n_1 - n_2}{n_1} \cdot 100 = 1 - \frac{n_2}{n_1}$$

El valor del mismo es:

$$\left(1 - \frac{1}{2{,}38}\right) \cdot 100 = 58{,}0\ \%$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.177. La síntesis de NH_3 viene dada por la reacción:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$$

Si reaccionan 5 L de N_2 con 19 L de H_2, medidos en iguales condiciones de presión y temperatura, ¿cuál será el exceso de H_2?
a) 4 L
b) 5 L
c) 14 L
d) 15 L

(O.Q.L. Murcia 2014)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción es 1 L de N_2 reacciona con 3 L de H_2 y producen 2 L de NH_3. Relacionando N_2 con H_2 se determina la cantidad de esta sustancia en exceso:

$$5 \text{ L } N_2 \cdot \frac{3 \text{ L } H_2}{1 \text{ L } N_2} = 15 \text{ L } H_2$$

$$19 \text{ L } H_2 \text{ (inicial)} - 15 \text{ L } H_2 \text{ (gastado)} = 4{,}0 \text{ L } H_2 \text{ (exceso)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.178. En un recipiente hay 1,0 mol de un gas A y 3,0 mol de un gas B. Si la presión total en el recipiente es de 2,0 atm. Las presiones parciales de los dos gases son:
a) No se pueden conocer sin saber el volumen y la temperatura.
b) $p_A = 1{,}5$ atm; $p_B = 0{,}50$ atm.
c) $p_A = 0{,}50$ atm; $p_B = 1{,}5$ atm.
d) $p_A = 1{,}0$ atm; $p_B = 3{,}0$ atm.
e) $p_A = 2{,}0$ atm; $p_B = 1{,}0$ atm.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p\, y_i$$

Las respectivas fracciones molares son:

$$y_A = \frac{1{,}0 \text{ mol A}}{1{,}0 \text{ mol A} + 3{,}0 \text{ mol B}} = 0{,}25$$

$$y_A + y_B = 1{,}0 \qquad \rightarrow \qquad y_B = 1{,}0 - 0{,}25 = 0{,}75$$

Los valores de las presiones parciales son:

$$p_A = 2{,}0 \text{ atm} \cdot 0{,}25 = 0{,}50 \text{ atm}$$

$$p_A + p_B = 2{,}0 \qquad \rightarrow \qquad p_B = (2{,}0 - 0{,}50) \text{ atm} = 1{,}5 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.179. Se prepara una mezcla con 15 L de amoníaco y 15 L de cloro medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura. Estas sustancias reaccionan de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$2\,NH_3(g) + 3\,Cl_2(g) \rightarrow N_2(g) + 6\,HCl(g)$$

Los volúmenes de las cuatro sustancias cuando la reacción finalice en las mismas circunstancias expresados en litros son, respectivamente:
a) 0,0; 5,0; 7,5 y 45,0
b) 5,0; 0,0; 5,0 y 30,0
c) 0,0; 0,0; 7,5 y 45,0
d) 0,0: 0,0; 5,0 y 30,0
e) 0,0; 10,0; 15,0 y 90,0.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción es 2 L de NH_3 reaccionan con 3 L de Cl_2 y producen 1 L de N_2 y 6 L de HCl. La relación volumétrica entre los reactivos (molar) es:

$$\frac{15 \text{ L } Cl_2}{15 \text{ L } NH_3} = 1$$

Como la relación molar es menor que 1,5 quiere decir que sobra NH_3, por lo que Cl_2 es el reactivo limitante que se consume completamente y determina el volumen de NH_3 sobrante y los volúmenes de productos formados:

$$15 \text{ L } Cl_2 \cdot \frac{2 \text{ L } NH_3}{3 \text{ L } Cl_2} = 10 \text{ L } NH_3 \text{ (gastado)}$$

$$15 \text{ L } NH_3 \text{ (inicial)} - 10 \text{ L } NH_3 \text{ (gastado)} = 5 \text{ L } NH_3 \text{ (sobrante)}$$

$$15\ \text{L Cl}_2 \cdot \frac{1\ \text{L N}_2}{3\ \text{L Cl}_2} = 5\ \text{L N}_2\ \text{(formado)} \qquad 15\ \text{L Cl}_2 \cdot \frac{6\ \text{L HCl}}{3\ \text{L Cl}_2} = 30\ \text{L HCl}\ \text{(formado)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.180. La densidad del D_2, gas, en condiciones normales es:
a) 0,09 g L^{-1}
b) 0,18 g L^{-1}
c) 0,27 g L^{-1}
d) 0,71 g L^{-1}

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad del D_2 en las condiciones propuestas es:

$$\rho = \frac{1\ \text{atm} \cdot 4{,}0\ \text{g mol}^{-1}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} = 0{,}18\ \text{g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.181. ¿Qué tipo de interacción existe entre las moléculas de un gas ideal?
a) Atracción electrostática.
b) Enlace de hidrógeno.
c) Adherencia de van der Waals.
d) Ninguna interacción.

(O.Q.L. Baleares 2014)

Los gases tienen comportamiento ideal a temperaturas altas y presiones bajas, en esas condiciones sus partículas se mueven desordenadamente de forma que apenas chocan entre sí y, si lo hacen, esos choques no sirven para que se cree ningún tipo de interacción intermolecular entre las mismas.

La respuesta correcta es la **d**.

3.182. Dos muestras de gas monóxido de carbono y dioxígeno de 32 g cada una, en las mismas condiciones de presión y temperatura, tienen igual:
a) Volumen.
b) Densidad.
c) Energía cinética molecular media.
d) Número de moléculas.

(O.Q.L. Asturias 2014)

a-d) Falso. El número de moles de cada uno de los gases es:

$$n_{CO} = 32\ \text{g CO} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}}{28{,}0\ \text{g CO}} = 1{,}1\ \text{mol CO} \qquad n_{O_2} = 32\ \text{g O}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol O}_2}{32{,}0\ \text{g O}_2} = 1{,}0\ \text{mol O}_2$$

Al encontrarse en las mismas condiciones de presión y temperatura la muestra que contiene mayor número de moles ocupa mayor volumen y está integrada por más moléculas.

b) Falso. Aunque ambas muestras tengan la misma masa como ocupan diferente volumen la densidad no será la misma.

c) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005 y Sevilla 2010).

3.183. La densidad de cierto gas puro a 27 °C y 310 mmHg es de 1,53 g L^{-1}. Suponiendo comportamiento ideal. Su masa molar en g mol^{-1} será:
a) 92,3
b) 89,5
c) 95,2
d) 90,4
e) 88,9

(O.Q.L. Madrid 2014)

Considerando comportamiento ideal, la ecuación que permite calcular la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la masa molar es:

$$M = \frac{(1{,}53 \text{ g L}^{-1}) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15) \text{ K}}{310 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 92{,}3 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.184. Indique cuál de los siguientes gases no es tóxico:
a) CO_2(g)
b) SO_2(g)
c) CO(g)
d) NO_2(g)
e) Cl_2(g)

(O.Q.L. Madrid 2014)

De acuerdo con las fichas de seguridad, el único de los gases propuesto que no es tóxico es el CO_2.

La respuesta correcta es la **a**.

3.185. ¿Cuál es la velocidad media de las moléculas de H_2 en relación a la de las moléculas de O_2 a la temperatura de 300 K?
a) 0,25
b) 0,353
c) 4
d) 16
e) 12,5

(O.Q.N. Madrid 2015)

De acuerdo con la ley de Graham (1833):

> "las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares"

$$\frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

Para los gases propuestos:

$$\frac{u_{H_2}}{u_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}} = \sqrt{\frac{32,0 \text{ g mol}^{-1}}{2,0 \text{ g mol}^{-1}}} = 4$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005).

3.186. ¿Cuál de los siguientes gases es más denso que el aire? La composición porcentual del aire en volumen es: 21 % de O_2 y 79 % de N_2.
a) H_2
b) CO_2
c) CH_4
d) NH_3
e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.N. Madrid 2015)

En las mezclas gaseosas la composición volumétrica coincide con la composición molar. La masa molar media del aire es:

$$M = \frac{0,21 \text{ mol } O_2 \cdot \dfrac{32,0 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} + 0,79 \text{ mol } N_2 \cdot \dfrac{28,0 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2}}{1 \text{ mol aire}} = 28,8 \text{ g mol}^{-1}$$

Considerando comportamiento ideal la ecuación que permite calcular la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T es:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

La mayor densidad le corresponde al gas que tenga mayor masa molar.

Gas	H_2	CO_2	CH_4	NH_3
M / g mol^{-1}	2,0	44,0	16,0	17,0

La respuesta correcta es la **b**.

3.187. Un recipiente de 10,0 L contiene 35,0 g de H_2, 15,0 g de CO_2 y 250 g de NH_3 a 30 °C. Las presiones parciales (atm) de los tres gases son, respectivamente:
a) 8,70; 3,73; 62,0
a) 8,70; 3,73; 620
c) 4,31; 0,0839; 3,61
d) 43,5; 0,847; 36,5
e) 4,35; 0,0847; 3,65

(O.Q.N. Madrid 2015)

Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases son:

$$p_{H_2} = \frac{35,0 \text{ g } H_2 \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (30 + 273,15) \text{ K}}{10,0 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2,0 \text{ g } H_2} = 43,5 \text{ atm}$$

$$p_{CO_2} = \frac{15{,}0 \text{ g } CO_2 \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15) \text{ K}}{10{,}0 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44{,}0 \text{ g } CO_2} = 0{,}847 \text{ atm}$$

$$p_{NH_3} = \frac{250 \text{ g } NH_3 \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15) \text{ K}}{10{,}0 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17{,}0 \text{ g } NH_3} = 36{,}6 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.188. Se tiene una bombona de N_2 de 50 L en un laboratorio en el que la temperatura es de 20 °C. La lectura del manorreductor que hay conectado a la bombona es de 100 bar. ¿Cuál es la densidad del gas contenido en la bombona?
a) 115 g cm^{-3}
b) 115 g L^{-1}
c) 0,115 g L^{-1}
d) 11,5 g cm^{-3}

(O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Baleares 2016)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad en las condiciones propuestas es:

$$\rho = \frac{(100 \text{ bar}) \cdot (28{,}0 \text{ g mol}^{-1})}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1{,}0134 \text{ bar}} = 115 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En Baleares 2016 se cambia la temperatura y la presión que se mide en atm).

3.189. La teoría cinética de los gases asume todas las proposiciones siguientes, excepto:
a) Los gases se componen de partículas en movimiento continuo y al azar.
b) Los tamaños de las partículas de gas son insignificantes en comparación con el tamaño del recipiente que las contiene.
c) Las partículas no se atraen ni se repelen entre sí.
d) Cuando las partículas de gas chocan pierden energía cinética.
e) La frecuencia de las colisiones con las paredes del recipiente explica la presión que ejercen los gases.

(O.Q.L. Madrid 2015)

a) Verdadero. El movimiento de las partículas es continuo y caótico. Los gases son las sustancias que poseen mayor entropía o desorden.

b) Verdadero. El volumen ocupado por las moléculas es despreciable comparado con el volumen ocupado por el gas.

c) Verdadero. Las fuerzas intermoleculares solo existen en el instante del choque entre moléculas.

d) **Falso**. Los choques entre las partículas son perfectamente elásticos y la energía se conserva en los mismos.

e) Verdadero. La presión que ejerce un gas tiene su origen en los choques de las partículas con las paredes del recipiente que las contiene.

La respuesta correcta es la **d**.

3.190. El nitrógeno molecular, N_2, tiene una masa molar de 28,0 g mol^{-1}. Por tanto, la densidad de este gas condiciones normales, expresada en g L^{-1}, es:
a) 1
b) 1,25
c) 22,4
d) 28,0
e) 1,14

(O.Q.L. Madrid 2015)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad en las condiciones propuestas es:

$$\rho = \frac{1 \text{ atm} \cdot 28{,}0 \text{ g mol}^{-1}}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}} = 1{,}25 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.191. "A temperatura constante, para un gas ideal, se cumple que $p \cdot V = \text{cte}$". ¿De quién es la anterior afirmación?
a) Proust
b) Boyle-Mariotte
c) Lavoisier
d) Dalton

(O.Q.L. Murcia 2015) (O.Q.L. Baleares 2016)

La expresión matemática propuesta corresponde a la ley estudiada experimentalmente por Robert Boyle (1662) y formulada por Edme Mariotte (1676) es:

La respuesta correcta es la **b**.

3.192. Una muestra de gas se mantiene en un recipiente a presión constante mientras la temperatura aumenta desde 25 °C a 75 °C. Si el volumen inicial del gas es 4,2 L, ¿cuál es el cambio de volumen debido al aumento de temperatura?
a) 0,7 L
b) 4,9 L
c) 8,4 L.
d) 12,6 L

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La expresión matemática de la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787) es:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

El valor del volumen a 75 °C es:

$$\frac{4{,}2 \text{ L}}{(25 + 273{,}15) \text{ K}} = \frac{V_2}{(75\ 273{,}15) \text{ K}} \quad \rightarrow \quad V_2 = 4{,}9 \text{ L}$$

El aumento del volumen obtenido ha aumentado de forma directamente proporcional al aumento de presión:

$$4{,}9 \text{ L (final)} - 4{,}2 \text{ L (inicial)} = 0{,}70 \text{ L (aumento)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.193. El clorato de potasio se descompone por acción del calor desprendiendo oxígeno (más cloruro de potasio). Si se recogieron 240 mL de gas a 25 °C siendo la presión total de 700 mmHg, calcule la masa de oxígeno obtenida.
a) 0,10 g
b) 0,20 g
c) 0,30 g
d) 0,40 g
(Dato. Presión de vapor del agua a 25°C = 16,3 mmHg)

(O.Q.L. Galicia 2015)

Considerando comportamiento ideal, y teniendo en cuenta que el O_2 recogido se encuentra húmedo, el número de moles del mismo es:

$$n = \frac{(700 - 16{,}3)\ \text{mmHg} \cdot 240\ \text{mL}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 8{,}83 \cdot 10^{-3}\ \text{mol O}_2$$

La masa de O_2 es:

$$8{,}83 \cdot 10^{-3}\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{32{,}0\ \text{g O}_2}{1\ \text{mol O}_2} = 0{,}283\ \text{g O}_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.194. Uno de los procedimientos de obtención de monóxido de carbono consiste en hacer pasar aire sobre carbón al rojo según la ecuación:

$$2\ \text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2\ \text{CO}$$

Teniendo en cuenta que el porcentaje en volumen de oxígeno en aire es del 21,0 %, ¿cuánto aire se ha de utilizar para recoger 44,8 L de CO medidos en condiciones normales?
a) 22,4 L de aire medidos en condiciones normales.
b) 44,8 L de aire medidos en condiciones normales.
c) 106,67 L de aire medidos en condiciones normales.
d) 4,70 L de aire medidos en condiciones normales.
e) 22,4 kg de aire medidos en condiciones normales.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes coincide con la relación molar.

Relacionando el volumen de CO con el de O_2 y con el aire:

$$44{,}8\ \text{L CO} \cdot \frac{1\ \text{L O}_2}{2\ \text{L CO}} \cdot \frac{100\ \text{L aire}}{21{,}0\ \text{L O}_2} = 107\ \text{L aire}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.195. Un tanque de acero contiene helio a 17 °C y 5,0 atm. Determine la presión interna del gas cuando se calienta a 353 K.
a) 104 atm
b) 4,1 atm
c) 6,1 atm
d) 0,24 atm
e) 5,6 atm

(O.Q.L. País Vasco 2015)

La expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803) es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

El valor de la presión a 353 K es:

$$\frac{5{,}0 \text{ atm}}{(17 + 273{,}15) \text{ K}} = \frac{p_2}{353 \text{ K}} \qquad \rightarrow \qquad p_2 = 6{,}1 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.196. Una mezcla de gases contenida en una vasija a 1,2 atm tiene una composición en volumen de 60 % de NH_3, 25 % de NO y 15 % de N_2. Se añade un poco de P_4O_{10} para eliminar el NH_3 de la vasija. ¿Cuáles serán las presiones parciales de los gases que quedan?

p_{NO} p_{N_2}
a) 0,30 atm y 0,18 atm
b) 0,40 atm y 0,25 atm
c) 0,65 atm y 0,35 atm
d) 0,75 atm y 0,45 atm

(O.Q.L. Galicia 2016)

En las mezclas gaseosas la composición volumétrica coincide con la composición molar. La ley de Dalton de las presiones parciales (1801), establece que la presión parcial de un gas es la que ejercería cada uno de ellos como si se encontrara él solo en el recipiente a la misma temperatura. Se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p\, y_i$$

Las presiones parciales correspondientes a cada uno de los gases de la mezcla son, respectivamente:

$$p_{NH_3} = p \cdot y_{NH_3} = 1{,}2 \text{ atm} \cdot 0{,}60 = 0{,}72 \text{ atm}$$

$$p_{NO} = p \cdot y_{NO} = 1{,}2 \text{ atm} \cdot 0{,}25 = 0{,}30 \text{ atm}$$

$$p_{N_2} = p \cdot y_{N_2} = 1{,}2 \text{ atm} \cdot 0{,}15 = 0{,}18 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **a.**

3.197. Se tiene un recipiente con 26,4 g de O_2(g) y otro cuyo volumen es la mitad con CO_2(g). La presión y la temperatura en ambos recipientes es la misma. Calcule la masa de dióxido de carbono gaseoso que hay en el recipiente.
a) 36,3 g
b) 26,4 g
c) 18,2 g
d) 13,2 g

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

El número de moles de O_2 contenidos en el primer recipiente es:

$$26{,}4 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32{,}0 \text{ g } O_2} = 0{,}825 \text{ mol } O_2$$

Considerando comportamiento ideal, si el volumen del segundo recipiente es la mitad y las condiciones de presión y temperatura son idénticas a las del primero, el número de moles de gas que contiene también es la mitad: 0,413 mol CO_2.

La masa de CO_2 que contiene el segundo recipiente es:

$$0{,}413 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{44{,}0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 18{,}2 \text{ g } CO_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.198. La atmósfera del planeta Marte, compuesta principalmente por dióxido de carbono, puede considerarse que tiene un volumen constante. Su masa disminuye drásticamente durante el periodo de oscuridad en el invierno de cada uno de los hemisferios, encontrándose el 25 % del total en forma sólida sobre los polos. Si la presión durante el invierno marciano es de aproximadamente 600 Pa y sabiendo que la temperatura media del planeta es de –55 °C, marque la respuesta correcta.
a) La presión en primavera podrá disminuir hasta 450 Pa.
b) A la temperatura media del planeta y en primavera, la densidad de su atmósfera será de1,0 g L^{-1}, aproximadamente.
c) Si la atmósfera estuviera compuesta por monóxido de carbono, la densidad en primavera sería mayor.
d) Si el espesor de la atmósfera disminuyera, la temperatura de la atmósfera aumentaría.
e) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Considerando la temperatura media anual del planeta como un valor constante, las condiciones para el gas en las diferentes estaciones se resumen en la siguiente tabla:

	Masa (mol)	Volumen	Presión	Temperatura
Primavera-Verano	n	V	p	–55 °C
Invierno	0,75 n	V	600 Pa = 0,00592 atm	–55 °C

a) Falso. En las condiciones de discusión, (V y T constantes) al aumentar la masa de gas, aumentará la presión, luego no podrá ser 450 Pa, sería:

$$p = \frac{600 \text{ Pa}}{0{,}75} = 800 \text{ Pa}$$

b) Falso. Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad del gas en las condiciones propuestas es:

$$\rho = \frac{0{,}00592 \text{ atm} \cdot 44{,}0 \text{ g mol}^{-1}}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (-55 + 273{,}15) \text{ K}} = 1{,}46 \cdot 10^{-2} \text{ g L}^{-1}$$

c) Falso. Puesto que la masa molar del CO es inferior a la del CO_2, la densidad sería inferior.

d) Falso. Si el espesor disminuyera, como la superficie de Marte es la misma, el volumen también disminuiría con lo que nos encontramos con una disyuntiva:

- Si se supone que la presión no varía (600 Pa), la temperatura tendría que disminuir ya que la masa es constante y el volumen sería directamente proporcional a la temperatura.

- Si se supone que la presión varía (como sería de esperar ya que es un sistema más denso), no se puede responder con precisión al carecer de datos cuantitativos ($p\,V \propto T$).

La respuesta correcta es la **e**.

3.199. En un recipiente que contiene un determinado número de moléculas de gas ideal, según la teoría cinética de los gases, es cierto que:
a) Cualquier fracción de volumen tiene el mismo número de moléculas de gas.
b) Aumentando la presión lo suficiente se puede llegar a licuar el gas.
c) Todas las moléculas de gas presentan la misma energía cinética.
d) Si se introducen más moléculas de gas, aumentará la presión.

(O.Q.L. Murcia 2016)

a) Falso. Para que un determinado volumen de gas contenga el mismo número de moléculas debe estar medido en idénticas condiciones de presión y temperatura.

b) Falso. Solo es posible licuare gas si se encuentra por debajo de su temperatura crítica.

c) Falso. Desde el punto de vista estadístico, es imposible que todas las moléculas se muevan la misma velocidad, es decir, tengan la misma energía cinética. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, se habla de una energía cinética media de las moléculas de gas que solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

d) **Verdadero**. Si se introducen en el recipiente más moléculas de gas, aumenta el número de choques de estas con las paredes del recipiente y con ello la presión que ejerce el gas.

La respuesta correcta es la **b**.

3.200. "La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de sus componentes". Esta afirmación se corresponde con la ley:
a) Proust
b) Boyle
c) Lavoisier
d) Dalton

(O.Q.L. Murcia 2016)

La afirmación propuesta coincide con el enunciado de la ley de Dalton de las presiones parciales (1801).

La respuesta correcta es la **d**.

3.201. El tetrahidrocannabinol, $C_{21}H_{30}O_2$, (THC) es el principal componente psicoactivo del cannabis. Se analiza una muestra para averiguar si está compuesta de esta sustancia. Para ello se quema 1,0 g de sustancia y se recogen los gases liberados. Si la muestra es THC puro, el volumen de CO_2 que se obtendría, medido a 0 °C y 1 atm, es:
a) 0,14 L
b) 0,07 L
c) 1,6 L
d) 1,5 L

(O.Q.L. Madrid 2016)

En la combustión de la muestra de THC todo el carbono que contiene se transforma en CO_2. Relacionando ambas sustancias:

$$1{,}0 \text{ g } C_{21}H_{30}O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_{21}H_{30}O_2}{314{,}0 \text{ g } C_{21}H_{30}O_2} \cdot \frac{21 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_{21}H_{30}O_2} = 0{,}067 \text{ mol } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(0{,}067 \text{ mol } CO_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1{,}5 \text{ L } CO_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.202. Para los gases: N_2, CO y CO_2, que se encuentran a la misma temperatura, se puede afirmaar que:
a) La velocidad media de las moléculas de CO_2 es mayor que la de las moléculas de N_2.
b) El N_2 y el CO tienen, aproximadamente, la misma velocidad media.
c) La velocidad media de las moléculas de CO_2 es mayor que la de las moléculas de CO
d) CO_2 y CO tienen, aproximadamente, la misma velocidad media.

(O.Q.L. Madrid 2016)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como todos los gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero según la ecuación de Maxwell al tener diferente masa molar sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad cuadrática media del un gas es inversamente proporcional a su masa molar, por tanto, el gas más ligero es el que tiene mayor velocidad cuadrática media. Las masas molares de los gases dados son:

Sustancia	N_2	CO	CO_2
M / g mol^{-1}	28,0	28,0	44,0

De acuerdo con las masas molares, las velocidades medias del N_2 y CO son, aproximadamente, iguales.

La respuesta correcta es la **b**.

3.203. El monitor de una estación municipal de control de contaminación ambiental detecta una concentración diaria promedio de 20,0 μg de O_3/m^3 de aire, medidos a 20 °C y 680 mmHg. La concentración de ozono en μL de O_3/m^3 de aire es:
a) 0,112
b) 0,011
c) 112
d) 11,2

(O.Q.L. Madrid 2016)

Expresando la concentración de ozono en μmol/m^3 de aire:

$$c = \frac{20{,}0\ \mu\text{g O}_3}{\text{m}^3\ \text{aire}} \cdot \frac{1\ \mu\text{mol O}_3}{48{,}0\ \mu\text{g O}_3} = \frac{0{,}417\ \mu\text{mol O}_3}{\text{m}^3\ \text{aire}}$$

Considerando comportamiento ideal, concentración de ozono en el aire expresada en μL/m^3:

$$c = \frac{0{,}417\ \mu\text{mol O}_3}{\text{m}^3\ \text{aire}} \cdot \frac{(0{,}082\ \text{atm}\ \mu\text{L}\ \mu\text{mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}}{680\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 11{,}2\ \mu\text{L/m}^3$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.204. Una fábrica de abonos produce al día 40 t de nitratos y emite a la atmósfera 3 m^3 de gas (medidos a 0 °C y 1 atm) por kg de nitratos producidos. Si la concentración de partículas sólidas es de 12 g/m^3. La cantidad de partículas que se emiten a la atmósfera al día es:
a) 1,44 kg/día
b) $1{,}44 \cdot 10^4$ kg/día
c) 1,44 t/día
d) 0,144 t/día

(O.Q.L. Madrid 2016)

La cantidad de partículas emitidas al día es:

$$\frac{40\ \text{t nitrato}}{\text{día}}\cdot\frac{10^3\ \text{kg nitrato}}{1\ \text{t nitrato}}\cdot\frac{3\ \text{m}^3\ \text{gas}}{\text{kg nitrato}}\cdot\frac{12\ \text{g partículas}}{\text{m}^3\ \text{gas}}\cdot\frac{1\ \text{t partículas}}{10^6\ \text{g partículas}}=1{,}44\ \text{t/día}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.205. Los principales contaminantes atmosféricos, responsables de la lluvia ácida, son:
a) SO_2 y CO_2
b) SO_2, NO_x y O_3
c) SO_2 y NO_x y CH_4
d) SO_2 y NO_x

(O.Q.L. Madrid 2016)

Los gases constaminantes de la atmósfera que son responsables de la lluvia ácida son:

▪ SO_2 procedente, fundamentalmente, de la combustión del azufre elemental y el azufre contenido en los sulfuros metálicos y los combustibles fósiles. Los ácidos finales resultantes son H_2SO_4 y H_2SO_3.

▪ NO_x que forman parte de los gases emitidos por los motores de combustión interna. El ácido final resultante es HNO_3.

La respuesta correcta es la **d**.

3.206. En una descomposición en la que sólo intervienen gases, a nivel molecular, se observa que 2 moléculas de un gas X se descomponen en 1 molécula de otro gas M y 3 moléculas del gas Z. Si las masas y volúmenes se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura y se plantean las siguientes afirmaciones:

I. La suma de los volúmenes de M y Z coincidirá con el volumen de X.
II. La suma de las masas de M y Z será mayor que la masa de X.
III. A partir de 12 L de X será posible obtener 6 L de M.

Serán ciertas:
a) I
b) II
c) III
d) I y II

(O.Q.L. Asturias 2016)

I. Falso. En una reacción química no tiene porque conservarse el volumen.

II. Falso. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789), en una reacción química la masa de las sustancias iniciales es la misma que la de las sustancias finales.

III. **Cierto**. De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808),:

> "los volúmenes de las sustancias que intervienen en una reacción química, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos".

En la reacción en fase gaseosa propuesta: $2\ X \rightarrow M + 3\ Z$

$$12\ \text{L X}\cdot\frac{1\ \text{L M}}{2\ \text{L X}}=6\ \text{L M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.207. Un cilindro A de volumen 10,0 L contiene He(g) a 1,20 atm a 25 °C. Otro cilindro B tiene un volumen de 8,00 L y contiene N_2(g) a una presión desconocida a la misma temperatura. Se conectan ambos cilindros manteniendo T = cte; la presión ahora es 1,35 atm. ¿Cuál es la presión inicial del cilindro B?
a) 1,20 atm
b) 1,42 atm
c) 1,54 atm
d) 1,65 atm

(O.Q.L. Valencia 2016) (O.Q.L. Baleares 2017)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas en cada recipiente es:

$$n_{\text{He}} = \frac{1{,}20 \text{ atm} \cdot 10{,}0 \text{ L}}{(R \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot T \text{ K}} = \frac{12{,}0}{RT} \text{ mol He}$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{p \text{ atm} \cdot 8{,}00 \text{ L}}{(R \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot T \text{ K}} = \frac{8{,}00\, p}{RT} \text{ mol N}_2$$

La cantidad total de gas en el sistema es:

$$n_{\text{total}} = \frac{12{,}0}{RT} \text{mol He} + \frac{8{,}00\, p}{RT} \text{mol O}_2 = \frac{12{,}0 + 8{,}00\, p}{RT} \text{ mol mezcla}$$

Si se conectan ambos cilindros y se conoce la presión de la mezcla se puede determinar la presión inicial en el interior del cilindro B que contenía N_2:

$$1{,}35 \text{ atm} = \frac{\left(\frac{12{,}0 + 8{,}00\, p}{RT}\right) \text{ mol} \cdot (R \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot T \text{ K}}{(10{,}0 + 8{,}00) \text{ L}} \quad \rightarrow \quad p = 1{,}54 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.208. La densidad de una mezcla de argón y helio, medida a 20 °C y 800 mmHg, es 1,1656 g L^{-1}. Calcule la composición de la mezcla expresada en porcentaje en masa.
a) 37,5 % Ar y 62,5 % He
b) 62,5 % Ar y 37,5 % He
c) 94,44 % Ar y 5,56 % He
d) 82,3 % Ar y 17,7 % He

(O.Q.L. La Rioja 2016)

Considerando que la mezcla gaseosa está formada por x % en moles de Ar y (100 – x) % en moles de He y, además, comportamiento ideal de la misma, la densidad en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Sustituyendo los valores dados:

$$\frac{800 \text{ mmHg} \cdot \left[39{,}9 \text{ g mol}^{-1} \cdot \frac{x}{100} \text{ \% Ar} + 4{,}0 \text{ g mol}^{-1} \cdot \left(1 - \frac{x}{100}\right) \text{ \% He}\right]}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 1{,}1656 \text{ g L}^{-1}$$

Se obtiene que la composición de la mezcla expresada como porcentaje en moles es:

x = 63,0 % Ar y (100 – x) = 37,0 % He

Cambiando a porcentaje en masa:

$$\frac{63{,}0 \text{ mol Ar} \cdot \dfrac{39{,}9 \text{ g Ar}}{1 \text{ mol Ar}}}{63{,}0 \text{ mol Ar} \cdot \dfrac{39{,}9 \text{ g Ar}}{1 \text{ mol Ar}} + 37{,}0 \text{ mol He} \cdot \dfrac{4{,}0 \text{ g He}}{1 \text{ mol He}}} \cdot 100 = 93{,}4 \text{ \% Ar}$$

$$\frac{37{,}0 \text{ mol He} \cdot \dfrac{4{,}0 \text{ g He}}{1 \text{ mol He}}}{63{,}0 \text{ mol Ar} \cdot \dfrac{39{,}9 \text{ g Ar}}{1 \text{ mol Ar}} + 37{,}0 \text{ mol He} \cdot \dfrac{4{,}0 \text{ g He}}{1 \text{ mol He}}} \cdot 100 = 5{,}56 \text{ \% He}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.209. ¿Cuál es la velocidad promedio de las moléculas de H_2 a 100 K relativa a su velocidad a 50 K?
a) 2,00 veces la de 50 K.
b) 1,41 veces la de 50 K.
c) 0,71 veces la de 50 K.
d) 0,50 veces la de 50 K.

(O.Q.N. El Escorial 2017)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa molar sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de Maxwell:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La relación de velocidades a diferentes temperaturas es:

$$\frac{u_1}{u_2} = \sqrt{\frac{T_1}{T_2}} \quad \rightarrow \quad \frac{u_1}{u_2} = \sqrt{\frac{100 \text{ K}}{50 \text{ K}}} = 1{,}41$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.210. La densidad de un gas en condiciones normales (273 K y 1 atm) es 1,24 g L^{-1}, ¿de qué gas se trata?
a) O_2
b) CO_2
c) N_2
d) H_2S

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

A partir de la misma se puede obtener la masa molar del gas y con ella identificarlo:

$$M = \frac{(1{,}24 \text{ g L}^{-1}) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 27{,}8 \text{ g mol}^{-1}$$

Las masas molares de los gases propuestos son:

Gas	O_2	CO_2	N_2	H_2S
M / g mol^{-1}	32,0	44,0	28,0	34,0

De acuerdo con el valor de M obtenido, el gas desconocido es el N_2.

La respuesta correcta es la **c**.

3.211. Un óxido de xenón sólido se descompone de forma explosiva a temperaturas superiores a –36 °C para originar sus elementos integrantes. Sabiendo que el volumen de xenón obtenido es la mitad del de oxígeno (medidos ambos en las mismas condiciones de temperatura y presión), la fórmula molecular de este compuesto es:
a) XeO
b) XeO_2
c) XeO_3
d) XeO_4

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), dos gases que medidos en idénticas condiciones de p y T, ocupan uno la mitad de volumen que el otro, quiere decir que están constituidos por la mitad de moléculas o moles de uno con respecto al otro:

$$V_{Xe} = \frac{1}{2}\,V_{O_2} \quad \rightarrow \quad \frac{n_{O_2}}{n_{Xe}} = 2$$

La relación atómica entre ambos es:

$$\frac{2 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol Xe}} \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } O_2} = 4\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol Xe}} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula molecular: } XeO_4$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.212. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas para el comportamiento de moléculas gaseosas de H_2 a 1 atm y 298 K?
I. Todas las moléculas de H_2 se mueven a la misma velocidad.
II. Las moléculas chocan contra las paredes del recipiente más frecuentemente que lo harían si estuvieran en el mismo recipiente a 398 K.
III. Hay menos choques entre moléculas que si estuvieran en el mismo recipiente a 2 atm.
a) I
b) I y III
c) III
d) Todas son falsas.

(O.Q.L. Madrid 2017)

I. Falso. Desde el punto de vista estadístico, es imposible que todas las moléculas de un gas se muevan con la misma velocidad.

b) Falso. De acuerdo con la ecuación de Maxwell, la velocidad de las moléculas viene dada por la expresión:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

Si aumenta la temperatura gas, aumenta la velocidad de las moléculas, por lo tanto, estas chocan más frecuentemente con la paredes del recipiente.

III. **Verdadero**. De acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte (1662), si a temperatura constante se aumenta la presión se reduce el volumen por lo que aumenta el número de choques entre las partículas de gas.

La respuesta correcta es la **c**.

3.213. Se tienen tres depósitos cerrados (A, B y C) de igual volumen y a la misma temperatura: A contiene 10 g de H_2(g), B con 7,0 mol de O_2(g) y C con 10^{23} moléculas de N_2(g). ¿Qué depósito contiene mayor masa de gas?
a) A con H_2(g)
b) B con O_2(g)
c) C con N_2(g)
d) Todos tienen igual masa.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

La masa de gas que contiene cada depósito es:

depósito A $\rightarrow$ 10 g H_2

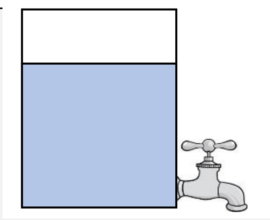
$$\text{depósito B} \rightarrow 7{,}0 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{32{,}0 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 224 \text{ g } O_2$$

$$\text{depósito C} \rightarrow 10^{23} \text{ moléculas } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } N_2} \cdot \frac{28{,}0 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 4{,}6 \text{ g } N_2$$

El depósito con mayor más de gas es B que contiene O_2.

La respuesta correcta es la **b**.

3.214. Un recipiente cerrado de 1,00 L de capacidad contiene 0,750 L de amoniaco líquido y vapor de amoniaco a –50 °C. A temperatura constante extraemos a través del grifo de la figura 50 mL del líquido. Respecto al vapor contenido en el recipiente, se puede afirmar que:



a) La presión de vapor aumentará al disponer de más volumen para el gas y, en consecuencia, aumentar el número de moléculas de amoniaco.
b) Si la temperatura es constante, al aumentar el volumen, según la ley de Boyle y Mariotte, tendrá que disminuir la presión de vapor.
c) La presión de vapor permanecerá constante al no variar la temperatura.
d) A –50 °C todo el líquido estará congelado por lo que no habrá paso de moléculas a la fase vapor.

(O.Q.L. Asturias 2017)

a) Falso. La presión de vapor depende de la temperatura, si aumenta el volumen a temperatura constante, habrá más moléculas al haber más volumen disponible, pero la presión es la misma.

b) Falso. Ya que aumenta proporcionalmente el número de moléculas en la fase gas.

c) **Verdadero**. Para una misma sustancia, la presión de vapor en presencia de las dos fases en equilibrio (vapor y líquido) solo depende de la temperatura.

d) Falso. Cada líquido tiene su propio punto de congelación, y según la bibliografía, para el amoniaco es –78 °C

La respuesta correcta es la **c**.

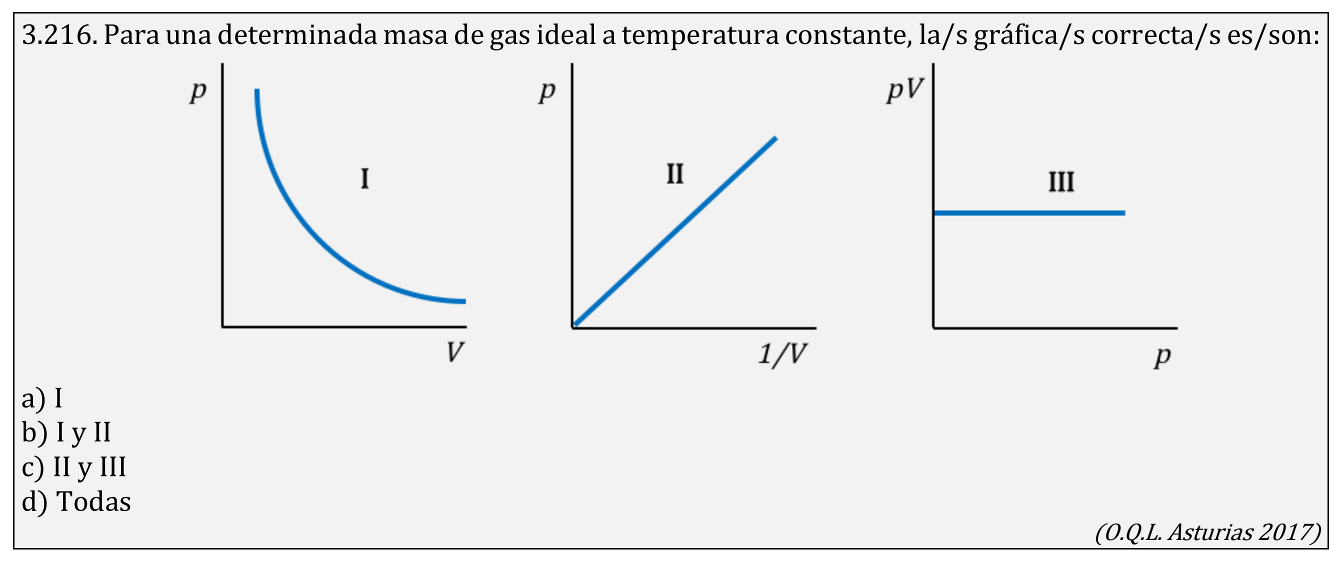
3.215. Si se duplican la presión y la temperatura a las que se encuentran 3,00 dm^3 de un gas ideal, el volumen final del gas es:
a) 0,750 dm^3
b) 3,00 dm^3
c) 12,0 dm^3
d) No se puede calcular sin más datos.

(O.Q.L. Asturias 2017)

De acuerdo con la ecuación de estado del gas ideal, $p \cdot V \propto T$, por lo que si se duplican las dos variables citadas, el volumen permanece constante.

La respuesta correcta es la **b**.

3.216. Para una determinada masa de gas ideal a temperatura constante, la/s gráfica/s correcta/s es/son:



a) I
b) I y II
c) II y III
d) Todas

(O.Q.L. Asturias 2017)

Puesto que la ley propuesta por Boyle y Mariotte (1662) indica que a temperatura constante, $p \cdot V = k$, la gráfica p frente a V será una curva (hipérbola).

Por otra parte, si se despeja la presión la ecuación queda como:

$$p = k \cdot \frac{1}{V}$$

por lo que existe proporcionalidad directa entre p y $1/V$.

Finalmente, puesto que $p \cdot V = k$, si se representa $p \cdot V$ frente a p o V se obtiene una línea recta paralela al eje de abscisas.

Por lo tanto, las tres gráficas representan la misma ley.

La respuesta correcta es la **d**.

3.217. En un recipiente de 5,0 L, en condiciones normales, se aloja una de un gas de 7,145 g. ¿Cuál es la masa molar de dicho gas?
a) 32
b) 40
c) 26
d) 28

(O.Q.L. Extremadura 2017)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$M = \frac{mRT}{pV}$$

El valor de la masa molar es:

$$M = \frac{7{,}145\ \text{g} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm} \cdot 5{,}0\ \text{L}} = 32\ \text{g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.218. ¿Cuál es la relación entre las velocidades medias del etano y metano en estado gas medidos a la misma temperatura y presión? (Met se refiere a metano y Et a etano)
a) $v_{\text{Met}}/v_{\text{Et}} = 0{,}53$
b) $v_{\text{Met}}/v_{\text{Et}} = 1{,}88$
c) $v_{\text{Met}}/v_{\text{Et}} = 0{,}13$
d) $v_{\text{Met}}/v_{\text{Et}} = 1{,}37$

(O.Q.L. Madrid 2017)

b) Falso. De acuerdo con la ecuación de Maxwell, la velocidad de las moléculas viene dada por la expresión:

$$\bar{v} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{v} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

Relacionando las velocidades de ambos gases se obtiene la expresión:

$$\frac{v_{\text{Met}}}{v_{\text{Et}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{Et}}}{M_{\text{Met}}}} \quad \rightarrow \quad \frac{u_{\text{Cl}_2}}{u_{\text{O}_2}} = \sqrt{\frac{32{,}0\ \text{g mol}^{-1}}{71{,}0\ \text{g mol}^{-1}}} = 0{,}671$$

El valor de dicha relación es:

$$\frac{v_{\text{Met}}}{v_{\text{Et}}} = \sqrt{\frac{30{,}0\ \text{g mol}^{-1}}{16{,}0\ \text{g mol}^{-1}}} = 1{,}37$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.219. ¿Qué gas es más denso, entre los siguientes, bajo las mismas condiciones?
a) Aire (79 % de N_2 y 21 % de O_2)
b) NH_3
c) CO_2
d) N_2
e) He

(O.Q.L. País Vasco 2017)

En las mezclas gaseosas la composición volumétrica coincide con la composición molar. La masa molar media del aire es:

$$M = \frac{0{,}21\ \text{mol O}_2 \cdot \dfrac{32{,}0\ \text{g O}_2}{1\ \text{mol O}_2} + 0{,}79\ \text{mol N}_2 \cdot \dfrac{28{,}0\ \text{g N}_2}{1\ \text{mol N}_2}}{1\ \text{mol aire}} = 28{,}8\ \text{g mol}^{-1}$$

Considerando comportamiento ideal la ecuación que permite calcular la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T es:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

La mayor densidad le corresponde al gas que tenga mayor masa molar.

Gas	Aire	NH_3	CO_2	N_2	He
M / g mol^{-1}	28,8	17,0	44,0	28,0	4,0

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2015).

3.220. Una mezcla de gases a 2,00 atm de presión contiene 30,0 g de H_2 y 20,0 g de N_2. Si se introducen 1,14 mol de CO_2 manteniendo constante el volumen y la presión del recipiente. Marque la respuesta no correcta:
a) La fracción molar de H_2 será 0,889.
b) La fracción molar de N_2 será $4{,}29 \cdot 10^{-2}$.
c) El número de moles totales de mezcla será 16,65.
d) La presión parcial de H_2 será 1.351,28 torr.
e) La presión parcial de CO_2 será $6{,}85 \cdot 10^{-2}$ atm.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

c) **Falso**. El número de moles de cada uno de los gases y el total de la mezcla son, respectivamente:

$$\left.\begin{array}{r} 30{,}0\ \text{g}\ H_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2}{2{,}0\ \text{g}\ H_2} = 15{,}0\ \text{mol}\ H_2 \\[2ex] 20{,}0\ \text{g}\ N_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ N_2}{28{,}0\ \text{g}\ N_2} = 0{,}714\ \text{mol}\ N_2 \\[2ex] 1{,}14\ \text{mol}\ CO_2 \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad n_{\text{total}} = 16{,}9\ \text{mol mezcla}$$

a-b) Verdadero. Las fracciones molares de cada uno de los gases son, respectivamente:

$$y_{H_2} = \frac{15{,}0\ \text{mol}\ H_2}{16{,}9\ \text{mol mezcla}} = 0{,}890$$

$$y_{N_2} = \frac{0{,}714\ \text{mol}\ N_2}{16{,}9\ \text{mol mezcla}} = 0{,}0424$$

$$y_{CO_2} = \frac{1{,}14\ \text{mol}\ CO_2}{16{,}9\ \text{mol mezcla}} = 0{,}0676$$

d-e) De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas en una mezcla se clacula de acuerdo con la siguiente expresión, $p_{\text{i}} = p\ y_{\text{i}}$.

Los valores de las presiones parciales son:

$$p_{H_2} = 2\ \text{atm} \cdot 0{,}890 \cdot \frac{760\ \text{torr}}{1\ \text{atm}} = 1.353\ \text{torr}$$

$$p_{CO_2} = 2\ \text{atm} \cdot 0{,}0676 = 0{,}135\ \text{atm}$$

Existen dos respuestas no correctas, **c** y **e**.

3.221. Una de las hipótesis más aceptadas que explican la gran extinción del cretácico afirma que un asteroide de 10 km de diámetro impactó en la península del Yucatán (México) eyectando una gran cantidad de masa en forma de gas a la atmósfera. ¿Qué consecuencia debida a la nueva materia incorporada pudo experimentar aquella atmósfera prehistórica?
a) Una disminución de la presión atmosférica.
b) Si la temperatura permaneció constante, una disminución del volumen de la atmósfera.
c) Si la temperatura aumentó bruscamente, una disminución del volumen de la atmósfera.
d) Si el volumen permaneció constante, un aumento de la densidad atmosférica.
e) Si la densidad de la atmósfera aumentó, un aumento de la temperatura.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

a) Falso. Al aumentar la masa de gas en la atmósfera se produjo un aumento de la presión atmosférica.

b-c) Falso. Al aumentar la masa de gas en la atmósfera se produjo un aumento del volumen, se mantuviese o no constante la temperatura.

d) **Verdadero**. Al aumentar la masa de gas en la atmósfera, manteniéndose el volumen constante, se produjo un aumento de la densidad.

e) La propuesta carece de sentido.

La respuesta correcta es la **d**.

3.222. En 1907, E. Rutherford y T.D. Royds observaron que en la desintegración alfa del radio-226 se emitían $1{,}006 \cdot 10^{20}$ partículas α, que una vez neutralizadas correspondían a 4,200 mL de helio recogido sobre agua a 25 °C y 760 mmHg. El valor del número de Avogadro que se obtiene a partir de esos datos es:

(Dato. Presión de vapor del agua a 25 °C = 23,80 mmHg)

a) $6{,}022 \cdot 10^{23}$
b) $6{,}046 \cdot 10^{20}$
c) $6{,}046 \cdot 10^{23}$
d) $6{,}002 \cdot 10^{23}$

(O.Q.L. Valencia 2017)

Considerando comportamiento ideal, y teniendo en cuenta que el He recogido se encuentra húmedo, el número de moles del mismo es:

$$n = \frac{(760 - 23{,}80)\ \text{mmHg} \cdot 4{,}200\ \text{mL}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 1{,}664 \cdot 10^{-4}\ \text{mol He}$$

Relacionando el número de partículas con la cantidad de gas se obtiene el valor de N_A:

$$N_A = \frac{1{,}006 \cdot 10^{20}\ \text{partículas}}{1{,}664 \cdot 10^{-4}\ \text{mol}} = 6{,}046 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.223. Una botella de butano, C_4H_{10}, de 10 L de volumen permanece encendida en un habitáculo cuya presión es de 758 mmHg, y la temperatura de 24 °C, hasta que se apaga de forma natural. En ese momento se puede afirmar que:

a) No queda gas butano en el interior de la misma.
b) Siempre quedará algo aunque será muy poco, menos de 12 gramos.
c) Aproximadamente podrían quedar unos 24 gramos.
d) No es posible saber la cantidad aproximada que puede quedar.

(O.Q.L. Valencia 2017)

El butano contenido en la bombona se encuentra a elevada presión, aproximadamente a unas 30 atm, y sale de la misma hasta que la presión interior se iguala a la exterior. En ese momento deja de salir y la cantidad de gas que contiene la bombona coincide con el volumen de la misma.

Considerando comportamiento ideal, la cantidad de gas en el interior de la bombona es:

$$n = \frac{758\ \text{mmHg} \cdot 10\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (24 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}41\ \text{mol}\ C_4H_{10}$$

La masa de C_4H_{10} correspondiente es:

$$0{,}41\ \text{mol}\ C_4H_{10} \cdot \frac{58{,}0\ \text{g}\ C_4H_{10}}{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}} = 24\ \text{g}\ C_4H_{10}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4. PROBLEMAS de GASES

4.1. Ante la denuncia presentada en la Oficina de Consumo Municipal respecto al contenido de la conocida "bombona" de butano, ya que se teme que contenga una mezcla de este gas y propano, se hace analizar una de ellas. Para ello se toma una muestra gaseosa de 60 cm^3, se introduce en un recipiente adecuado y se le añade 600 cm^3 de oxígeno; se provoca la combustión completa y se obtiene un volumen final de mezcla gaseosa de 745 cm^3.
Las medidas de los volúmenes anteriores se realizaron bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, siendo estas las responsables de que todas las especies químicas implicadas se encontrasen en estado gaseoso.
¿Contenía propano la muestra? Razone su respuesta.

(Murcia 1997)

Partiendo de las siguientes suposiciones:

- la "bombona" contiene $\begin{cases} x\ \text{cm}^3\ C_3H_8 \\ y\ \text{cm}^3\ C_4H_{10} \end{cases}$
- al final de la reacción quedan z cm^3 de O_2 sin reaccionar.

Aplicando la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), y escribiendo las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de combustión del butano y propano (se indican las cantidades, en volumen, consumidas de reactivos y formadas de productos).

- Combustión del butano:

$$C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 5\ H_2O(g)$$

$$y\ \text{cm}^3 \qquad \frac{13\ y}{2}\ \text{cm}^3 \qquad 4y\ \text{cm}^3 \qquad 5y\ \text{cm}^3$$

- Combustión del propano:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g)$$

$$x\ \text{cm}^3 \qquad 5x\ \text{cm}^3 \qquad 3x\ \text{cm}^3 \qquad 4x\ \text{cm}^3$$

Se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

- mezcla inicial ($C_4H_{10} + C_3H_8$): $x + y = 60$
- mezcla final ($CO_2 + H_2O + O_2$ sobrante): $9x + 7y + z = 745$
- oxígeno (O_2 consumido $+ O_2$ sobrante): $6{,}5x + 5y + z = 600$

Se obtiene:

$x = 50\ \text{cm}^3\ C_4H_{10}$ $\qquad y = 10\ \text{cm}^3\ C_3H_8$ $\qquad z = 225\ \text{cm}^3\ O_2$

Como se observa, la muestra contenía propano.

4.2. La combustión de 100 cm^3 de una mezcla de metano y butano en presencia de 400 cm^3 de oxígeno, conduce a la obtención de 160 cm^3 de dióxido de carbono. Todos los gases están medidos en condiciones normales. El agua formada en las condiciones de reacción se recoge en estado líquido. Calcule:
a) La composición de la mezcla inicial. Exprésela en porcentaje en volumen y en porcentaje en masa.
b) La cantidad de oxigeno que sobra expresada en moles.
c) Porcentaje en volumen de la mezcla de gases después de la combustión.

(Castilla y León 1997) (Córdoba 2015)

a) Aplicando la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), y escribiendo las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de combustión del metano y butano, se indican las cantidades, en volumen, consumidas de reactivos y formadas de productos, descartando el H_2O que es líquida:

- Combustión del metano:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

$$x\ cm^3 \qquad 2x\ cm^3 \qquad x\ cm^3$$

- Combustión del butano:

$$C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 5\ H_2O(g)$$

$$y\ cm^3 \qquad \frac{13y}{2}\ cm^3 \qquad 4y\ cm^3$$

Se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

- mezcla inicial $\quad x + y = 100$
- CO_2 formado $\quad x + 4y = 160$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 80{,}0\ cm^3\ CH_4 \qquad y = 20{,}0\ cm^3\ C_4H_{10}$$

Expresando el resultado como porcentaje en volumen:

$$\frac{80{,}0\ cm^3\ CH_4}{100\ cm^3\ mezcla} \cdot 100 = 80{,}0\ \%\ CH_4 \qquad \frac{20{,}0\ cm^3\ C_4H_{10}}{100\ cm^3\ mezcla} \cdot 100 = 20{,}0\ \%\ C_4H_{10}$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811) en una mezcla gaseosa coinciden la composición volumétrica y molar, por lo tanto, las masas correspondientes a 100 moles de mezcla son:

$$80{,}0\ mol\ CH_4 \cdot \frac{16{,}0\ g\ CH_4}{1\ mol\ CH_4} = 1{,}28 \cdot 10^3\ g\ CH_4$$

$$20{,}0\ mol\ C_4H_{10} \cdot \frac{58{,}0\ g\ C_4H_{10}}{1\ mol\ C_4H_{10}} = 1{,}16 \cdot 10^3\ g\ C_4H_{10}$$

La masa total de mezcla gaseosa es:

$$1{,}28 \cdot 10^3\ g\ CH_4 + 1{,}16 \cdot 10^3\ g\ C_4H_{10} = 2{,}44 \cdot 10^3\ g\ mezcla$$

Expresando el resultado como porcentaje en masa:

$$\frac{1{,}28 \cdot 10^3\ g\ CH_4}{2{,}44 \cdot 10^3\ g\ mezcla} \cdot 100 = 52{,}5\ \%\ CH_4 \qquad \frac{1{,}16 \cdot 10^3\ g\ C_4H_{10}}{2{,}44 \cdot 10^3\ g\ mezcla} \cdot 100 = 47{,}5\ \%\ C_4H_{10}$$

b) Para el O_2 se puede escribir la ecuación:

$$2\,x + 6{,}5\,y + z = 400 \qquad \text{siendo } z \text{ la cantidad de } O_2 \text{ en exceso}$$

Se obtiene, $z = 110\ cm^3\ O_2$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de O_2 es:

$$n = \frac{1\ atm \cdot 110\ cm^3}{(0{,}082\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot 273{,}15\ K} \cdot \frac{1\ L}{10^3\ cm^3} = 4{,}91 \cdot 10^{-2}\ mol\ O_2$$

c) De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación las cantidades de CO_2 formado son:

$$\left.\begin{array}{l} 80{,}0\ cm^3\ CH_4 \cdot \dfrac{1\ cm^3\ CO_2}{1\ cm^3\ CH_4} = 80{,}0\ cm^3\ CO_2 \\[2ex] 20{,}0\ cm^3\ C_4H_{10} \cdot \dfrac{4\ cm^3\ CO_2}{1\ cm^3\ C_4H_{10}} = 80{,}0\ cm^3\ CO_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad 160\ cm^3\ CO_2$$

El volumen total de mezcla gaseosa al final de la reacción es:

$$160\ cm^3\ CO_2 + 110\ cm^3\ O_2 = 270\ cm^3\ mezcla$$

Expresando el resultado como porcentaje en volumen:

$$\frac{160\ cm^3\ CO_2}{270\ cm^3\ mezcla} \cdot 100 = 59{,}3\ \%\ CO_2 \qquad \frac{110\ cm^3\ O_2}{270\ cm^3\ mezcla} \cdot 100 = 40{,}7\ \%\ O_2$$

(El apartado c) se añade en Córdoba 2015).

4.3. Se dispone de dos recipientes cerrados de vidrio A y B, de 2,00 L y 3,00 L, respectivamente, ambos a la temperatura de 300 °C y unidos entre sí por una llave. Con la llave cerrada, A contiene nitrógeno a la presión de 530 Torr y en B hay oxígeno a la presión de 0,257 atm. Suponiendo que la temperatura del sistema no se modifica, cuál será la presión del conjunto una vez abierta la llave de conexión?

(Dato. El factor de conversión atm/Torr es $1{,}316 \cdot 10^{-3}$).

(Castilla y León 1998)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas en cada recipiente es:

$$n_{N_2} = \frac{530\ Torr \cdot 2{,}00\ L}{(R\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot T\ K} \cdot \frac{1{,}316 \cdot 10^{-3}\ atm}{1\ Torr} = \frac{1{,}40}{RT}\ mol\ N_2$$

$$n_{O_2} = \frac{0{,}257\ atm \cdot 3{,}00\ L}{(R\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot T\ K} = \frac{0{,}771}{RT}\ mol\ O_2$$

La cantidad total de gas en el sistema es:

$$n_{total} = \frac{1{,}40}{RT} mol\ N_2 + \frac{0{,}771}{RT} mol\ O_2 = \frac{2{,}17}{RT}\ mol\ mezcla$$

La presión al abrir la llave del sistema es:

$$p = \frac{\dfrac{2{,}17}{RT}\ mol \cdot (R\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot T\ K}{(2{,}00 + 3{,}00)\ L} = 0{,}434\ atm$$

4.4. La densidad de un gas es 1,85 g L^{-1} a 80,0 cmHg y 50 °C. ¿Cuál es su densidad en condiciones normales? ¿Qué volumen ocuparán 3,00 mol del citado gas medidos sobre agua a 70 °C ($p°$ = 233,7 mmHg) y 1 atm?

(Castilla y León 1999)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades en las diferentes condiciones:

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{\frac{p_1\,M}{R\,T_1}}{\frac{p_2\,M}{R\,T_2}} \qquad \rightarrow \qquad \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{p_1\,T_2}{p_2\,T_1}$$

El valor de la densidad en las condiciones propuestas es:

$$\rho_2 = 1{,}85\ \text{g L}^{-1} \cdot \frac{760\ \text{mmHg} \cdot (50 + 273{,}15)\ \text{K}}{80{,}0\ \text{cmHg} \cdot 273{,}15\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{cmHg}}{10\ \text{mmHg}} = 2{,}08\ \text{g L}^{-1}$$

Suponiendo comportamiento ideal y teniendo en cuenta que el gas se encuentra recogido sobre agua, el volumen ocupado por el mismo es:

$$V = \frac{3{,}00\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (70 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm} - \left(233{,}7\ \text{mmHg} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}}\right)} = 122\ \text{L}$$

4.5. En un recipiente cerrado existe una mezcla de metano y etano. Se quema esta mezcla de gases con exceso de oxígeno recogiéndose 3,070 g de dióxido de carbono y 1,931 g de agua. Determine la relación entre la presión parcial ejercida por el metano y la ejercida por el etano.

(Extremadura 1999)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de combustión del metano y etano son:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

$$C_2H_6(g) + \frac{7}{2}\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

Llamando x e y a los moles de CH_4 y C_2H_6, respectivamente, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\ \text{mol CH}_4 \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol CH}_4} + y\ \text{mol C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{2\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol C}_2\text{H}_6} = 3{,}070\ \text{g CO}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} \qquad \text{(ec. 1)}$$

$$x\ \text{mol CH}_4 \cdot \frac{2\ \text{mol H}_2\text{O}}{1\ \text{mol CH}_4} + y\ \text{mol C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{3\ \text{mol H}_2\text{O}}{1\ \text{mol C}_2\text{H}_6} = 1{,}931\ \text{g H}_2\text{O} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} \qquad \text{(ec. 2)}$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$x = 5{,}24 \cdot 10^{-3}$ mol CH_4 $\qquad$ $y = 3{,}23 \cdot 10^{-2}$ mol C_2H_6

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas en una mezcla gaseosa se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p\ y_i$$

Las presiones parciales de ambos gases son:

$$p_{CH_4} = p \cdot \frac{5{,}24 \cdot 10^{-3} \text{ mol } CH_4}{5{,}24 \cdot 10^{-3} \text{ mol } CH_4 + 3{,}23 \cdot 10^{-2} \text{ mol } C_2H_6} = 0{,}140\ p \text{ atm}$$

$$p_{C_2H_6} = p \cdot \frac{3{,}23 \cdot 10^{-2} \text{ mol } C_2H_6}{5{,}24 \cdot 10^{-3} \text{ mol } CH_4 + 3{,}23 \cdot 10^{-2} \text{ mol } C_2H_6} = 0{,}860\ p \text{ atm}$$

La relación entre las presiones parciales del CH_4 y C_2H_6 es:

$$\frac{p_{CH_4}}{p_{C_2H_6}} = \frac{0{,}140\ p}{0{,}860\ p} = 0{,}163$$

4.6. En un recipiente de 3,0 L de capacidad se recogen 5,0 L de oxígeno a 2,0 atm de presión y 10,0 L de nitrógeno a 4,0 atm. Se extraen 20,0 L de la mezcla gaseosa a 1,0 atm de presión. Sabiendo que la temperatura permanece invariable a 25 °C, calcule:
a) La presión final en el recipiente.
b) Los gramos de oxígeno y de nitrógeno que contiene el recipiente al final del proceso.

(Castilla y León 2000)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de cada gas es:

$$n_{O_2} = \frac{2{,}0 \text{ atm} \cdot 5{,}0 \text{ L}}{(R \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot T \text{ K}} = \frac{10}{RT} \text{mol } O_2$$

$$n_{N_2} = \frac{4{,}0 \text{ atm} \cdot 10{,}0 \text{ L}}{(R \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot T \text{ K}} = \frac{40}{RT} \text{mol } N_2$$

La cantidad inicial de mezcla gaseosa que se introduce en el recipiente es:

$$n_{\text{inicial}} = \frac{10}{RT} \text{mol } O_2 + \frac{40}{RT} \text{mol } N_2 = \frac{50}{RT} \text{ mol mezcla}$$

El número de moles de mezcla gaseosa extraída del recipiente es:

$$n_{\text{extraído}} = \frac{1{,}0 \text{ atm} \cdot 20{,}0 \text{ L}}{(R \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot T \text{ K}} = \frac{20}{RT} \text{ mol mezcla}$$

El número de moles de mezcla gaseosa que queda al final en el recipiente es:

$$n_{\text{final}} = \frac{50}{RT} \text{ mol mezcla} - \frac{20}{RT} \text{mol mezcla} = \frac{30}{RT} \text{mol mezcla}$$

La presión que ejerce esta cantidad de gas en el recipiente es:

$$p = \frac{\frac{30}{RT} \text{mol} \cdot (R \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot T \text{ K}}{3{,}0 \text{ L}} = 10 \text{ atm}$$

b) Las fracciones molares de cada gas en la mezcla inicial son:

$$y_{O_2} = \frac{\frac{10}{RT} \text{mol } O_2}{\frac{10}{RT} \text{mol } O_2 + \frac{40}{RT} \text{mol } N_2} = 0{,}20$$

$$y_{N_2} = 1 - y_{O_2} = (1 - 0{,}20) = 0{,}80$$

Considerando que la mezcla final tiene la misma fracción molar, el número de moles de cada gas en la misma es:

$$n_{O_2} = 0{,}20 \cdot \frac{30}{RT}\ \text{mol O}_2 \qquad\qquad n_{N_2} = 0{,}80 \cdot \frac{30}{RT}\ \text{mol N}_2$$

Las masas de los gases son, respectivamente:

$$m_{O_2} = 0{,}20 \cdot \frac{30\ \text{mol O}_2}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{32{,}0\ \text{g O}_2}{1\ \text{mol O}_2} = 7{,}9\ \text{g O}_2$$

$$m_{N_2} = 0{,}80 \cdot \frac{30\ \text{mol N}_2}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{28{,}0\ \text{g N}_2}{1\ \text{mol N}_2} = 27\ \text{g N}_2$$

4.7. Un depósito de 700 dm^3, que se encuentra a una temperatura de 15 °C, está lleno de un gas cuya composición en peso es 70 % de propano y 30 % de butano. La presión inicial en el depósito es 250 atm. El gas alimenta a un quemador donde se consume a razón de 30,2 L min^{-1}, medido a 25 °C y 1 atm. El sistema de control del quemador lanza una señal de aviso cuando la presión en el depósito es inferior a 12 atm.
a) ¿Cuánto tiempo cabe esperar que tarde en producirse el aviso?
b) ¿Qué caudal de aire, expresado en L min^{-1}, es necesario para quemar el gas? Condiciones: 1 atm y 25 °C.

(Datos. Composición volumétrica del aire: 21 % de oxígeno y 79 % de otros gases inertes a efectos de la combustión)

(Extremadura 2000)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas inicial y final es:

$$n_0 = \frac{250\ \text{atm} \cdot 700\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (15 + 273{,}15)\ \text{K}} = 7{,}41 \cdot 10^3\ \text{mol}$$

$$n_f = \frac{12\ \text{atm} \cdot 700\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (15 + 273{,}15)\ \text{K}} = 356\ \text{mol}$$

El número de moles de gas que han salido del depósito es:

$$\Delta n = (7{,}41 \cdot 10^3 - 356)\ \text{mol} = 7{,}05 \cdot 10^3\ \text{mol}$$

El volumen que ocupa en condiciones ambientales es:

$$V = \frac{(7{,}05 \cdot 10^3\ \text{mol}) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 1{,}72 \cdot 10^5\ \text{L}$$

Relacionando el volumen con el caudal volumétrico se obtiene el tiempo que puede funcionar el quemador:

$$1{,}72 \cdot 10^5\ \text{L} \cdot \frac{1\ \text{min}}{30{,}2\ \text{L}} = 5{,}70 \cdot 10^3\ \text{min}$$

b) Si la mezcla está formada por 70 % de C_3H_8 y 30 % de C_4H_{10}, las fracciones másicas de la misma son:

$$\omega_{C_3H_8} = 0{,}70 \qquad\qquad \omega_{C_4H_{10}} = 0{,}30$$

Cambiando las fracciones másicas a fracciones molares:

$$y_{C_3H_8} = \frac{0{,}70\ \text{g C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{1\ \text{mol C}_3\text{H}_8}{44{,}0\ \text{g C}_3\text{H}_8}}{0{,}70\ \text{g C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{1\ \text{mol C}_3\text{H}_8}{44{,}0\ \text{g C}_3\text{H}_8} + 0{,}30\ \text{g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1\ \text{mol C}_4\text{H}_{10}}{58{,}0\ \text{g C}_4\text{H}_{10}}} = 0{,}76$$

$$y_{C_4H_{10}} = \left(1 - y_{C_3H_8}\right) = (1 - 0{,}76) = 0{,}24$$

Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de los dos hidrocarburos de la mezcla son:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

$$C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 5\ H_2O(l)$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición molar de una mezcla gaseosa coincide con la volumétrica, así que se puede relacionar el caudal de mezcla gaseosa que se quema con el O_2 y aire necesario para la combustión:

$$\left.\begin{array}{l}\dfrac{30{,}2\ \text{L mezcla}}{\text{min}}\cdot\dfrac{0{,}76\ \text{L}\ C_3H_8}{1\ \text{L mezcla}}\cdot\dfrac{5\ \text{L}\ O_2}{1\ \text{L}\ C_3H_8}\cdot\dfrac{100\ \text{L aire}}{21\ \text{L}\ O_2}=546\ \dfrac{\text{L aire}}{\text{min}}\\ \dfrac{30{,}2\ \text{L mezcla}}{\text{min}}\cdot\dfrac{0{,}24\ \text{L}\ C_4H_{10}}{1\ \text{L mezcla}}\cdot\dfrac{13\ \text{L}\ O_2}{2\ \text{L}\ C_4H_{10}}\cdot\dfrac{100\ \text{L aire}}{21\ \text{L}\ O_2}=224\ \dfrac{\text{L aire}}{\text{min}}\end{array}\right\}\rightarrow V = 770\ \frac{\text{L aire}}{\text{min}}$$

4.8. Un recipiente de 20,0 mL contiene nitrógeno a 25 °C y 0,800 atm y otro de 50,0 mL contiene helio a 25 °C y 0,400 atm.
a) Determine el número de moles, de moléculas y de átomos en cada recipiente.
b) Si se conectan los dos recipientes a través de un tubo capilar, ¿cuáles son las presiones parciales de cada gas y la total del sistema?
c) Calcule la concentración de cada gas en la mezcla, expresada en fracción molar y porcentaje en masa.

(Canarias 2001)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de cada gas es:

$$n_{N_2} = \frac{0{,}800\ \text{atm}\cdot 20{,}0\ \text{mL}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}\cdot\frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 6{,}54\cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ N_2$$

$$n_{He} = \frac{0{,}400\ \text{atm}\cdot 50{,}0\ \text{mL}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}\cdot\frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 8{,}18\cdot 10^{-4}\ \text{mol He}$$

El número de partículas contenidas en cada recipiente es:

$$6{,}54\cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ N_2\cdot\frac{6{,}022\cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} = 3{,}94\cdot 10^{20}\ \text{moléculas}\ N_2$$

$$3{,}94\cdot 10^{20}\ \text{moléculas}\ N_2\cdot\frac{2\ \text{átomos N}}{1\ \text{moléculas}\ N_2} = 7{,}98\cdot 10^{20}\ \text{átomos N}$$

$$8{,}18\cdot 10^{-4}\ \text{mol He}\cdot\frac{6{,}022\cdot 10^{23}\ \text{átomos He}}{1\ \text{mol He}} = 4{,}93\cdot 10^{20}\ \text{átomos He}$$

b) Al conectar ambos recipientes el volumen total del sistema es:

$$V_t = V_1 + V_2 = (50{,}0 + 20{,}0)\ \text{mL} = 70{,}0\ \text{mL}$$

Las respectivas presiones parciales son:

$$p_{N_2} = \frac{6{,}54\cdot 10^{-4}\ \text{mol}\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}{70{,}0\ \text{mL}}\cdot\frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 0{,}228\ \text{atm}$$

$$p_{He} = \frac{8{,}18\cdot 10^{-4}\ \text{mol}\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}{70{,}0\ \text{mL}}\cdot\frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 0{,}286\ \text{atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de los componentes:

$$p_t = p_{N_2} + p_{He} = (0{,}228 + 0{,}286)\ \text{atm} = 0{,}514\ \text{atm}$$

c) Las fracciones molares son:

$$y_{N_2} = \frac{6{,}54 \cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ N_2}{6{,}54 \cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ N_2\ +\ 8{,}18 \cdot 10^{-4}\ \text{mol He}} = 0{,}444$$

$$y_{He} = \left(1 - y_{N_2}\right) = (1 - 0{,}444) = 0{,}556$$

La masa molar media de la mezcla gaseosa es:

$$M = (0{,}444 \cdot 28{,}0\ \text{g mol}^{-1}) + (0{,}556 \cdot 4{,}0\ \text{g mol}^{-1}) = 14{,}6\ \text{g mol}^{-1}$$

La masa de cada uno de los componentes de un mol de mezcla es:

$$m_{N_2} = 0{,}444\ \text{mol}\ N_2 \cdot \frac{28{,}0\ \text{g}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} = 12{,}4\ \text{g}\ N_2$$

$$m_{He} = 0{,}556\ \text{mol He} \cdot \frac{4{,}0\ \text{g He}}{1\ \text{mol He}} = 2{,}22\ \text{g He}$$

La composición expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{12{,}4\ \text{g}\ N_2}{(12{,}4 + 2{,}22)\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 84{,}8\ \%\ N_2 \qquad \frac{2{,}22\ \text{g He}}{(12{,}4 + 2{,}22)\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 15{,}2\ \%\ \text{He}$$

4.9. Un laboratorio dedicado al estudio de los efectos de los productos químicos en el cuerpo humano ha establecido que no se puede sobrepasar la concentración de 10 ppm de HCN en el aire durante 8 horas seguidas si se quieren evitar riesgos para la salud.
Sabiendo que una dosis letal de cianuro de hidrógeno en el aire (según el índice Merck) es de 300 mg de HCN por kg de aire, a temperatura ambiente, calcule:
a) ¿A cuántos mg de HCN por kg de aire equivalen las 10 ppm?
b) ¿Qué fracción de dosis letal representan las 10 ppm?
c) Si se considera que la dosis letal del HCN en sangre equivale a una concentración de 1,1 mg por kg de peso, ¿qué volumen de una disolución de HCN 0,010 M se debe administrar a una cobaya de laboratorio de 335 g de peso para su fallecimiento?
(Datos. Composición media del aire en volumen: 79 % N_2 y 21 % O_2. 1 ppm = 1 cm^3/m^3)

(Murcia 2002)

a) La dosis de HCN en el aire es:

$$10\ \text{ppm HCN} = 10\,\frac{\text{cm}^3\ \text{HCN}}{\text{m}^3\ \text{aire}}$$

Para pasar de m^3 de aire a kg de aire es necesario determinar previamente su masa molar. Sabiendo que su composición media en volumen es 79 % de nitrógeno y 21 % de oxígeno y que, de acuerdo con la ley de Avogadro (1811), esta coincide con la composición molar:

$$M = \frac{79\ \text{mol}\ N_2 \cdot \dfrac{28{,}0\ \text{g}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} + 21\ \text{mol}\ O_2 \cdot \dfrac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2}}{100\ \text{mol aire}} = 29\ \text{g mol}^{-1}$$

Teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier gas ocupa V L, en determinadas condiciones de p y T, se puede obtener la razón molar del HCN en aire:

$$10\,\frac{\text{cm}^3\ \text{HCN}}{\text{m}^3\ \text{aire}} \cdot \frac{\text{m}^3\ \text{aire}}{10^3\ \text{L aire}} \cdot \frac{V\ \text{L aire}}{1\ \text{mol aire}} \cdot \frac{1\ \text{L HCN}}{10^3\ \text{cm}^3\ \text{HCN}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCN}}{V\ \text{L HCN}} = 10^{-5}\,\frac{\text{mol HCN}}{\text{mol aire}}$$

Convirtiendo la razón molar en razón másica:

$$10^{-5}\frac{\text{mol HCN}}{\text{mol aire}}\cdot\frac{1\text{ mol aire}}{29\text{ g aire}}\cdot\frac{27{,}0\text{ g HCN}}{1\text{ mol HCN}}\cdot\frac{10^{3}\text{ g aire}}{1\text{ kg aire}}\cdot\frac{10^{3}\text{ mg HCN}}{1\text{ g HCN}}=9{,}3\,\frac{\text{mg HCN}}{\text{kg aire}}$$

b) Relacionando las 10 ppm con la dosis letal:

$$\frac{9{,}3\text{ mg HCN kg aire}^{-1}}{300\text{ mg HCN kg aire}^{-1}}\cdot 100=3{,}1\ \%$$

c) La cantidad de HCN en la sangre de la cobaya para alcanzar la dosis letal es:

$$335\text{ g muestra}\cdot\frac{1\text{ kg muestra}}{10^{3}\text{ g muestra}}\cdot\frac{1{,}1\text{ mg HCN}}{\text{kg muestra}}\cdot\frac{1\text{ g HCN}}{10^{3}\text{ mg HCN}}\cdot\frac{1\text{ mol HCN}}{27{,}0\text{ g HCN}}=1{,}4\cdot10^{-5}\text{ mol HCN}$$

Relacionando la dosis letal de HCN en sangre en la cobaya con la disolución 0,010 M:

$$1{,}4\cdot10^{-5}\text{ mol HCN}\cdot\frac{1\text{ L HCN }0{,}010\text{ M}}{0{,}010\text{ mol HCN}}\cdot\frac{10^{3}\text{ mL HCN }0{,}010\text{ M}}{1\text{ L HCN }0{,}010\text{ M}}=1{,}4\text{ mL HCN }0{,}010\text{ M}$$

4.10. Un gas de combustión tiene la siguiente composición en volumen:
nitrógeno: 79,2 %; oxígeno: 7,2 %; dióxido de carbono 13,6 %.
Un mol de este gas se pasa a un evaporador, que se encuentra a 200 °C y 743 mmHg, en el que incorpora agua y sale del evaporador a 85 °C y 740 mmHg, con la siguiente composición en volumen:
nitrógeno: 48,3 %; oxígeno: 4,4 %; dióxido de carbono: 8,3 %; agua: 39,0 %.
Calcule:
a) El volumen de gas que sale del evaporador por cada 100 L de gas que entra.
b) El peso de agua evaporada por cada 100 L de gas que entra.

(Extremadura 2005)

a) De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición molar de una mezcla gaseosa coincide con la volumétrica y para determinar el volumen de gas que sale del evaporador se realiza un balance de materia respecto a uno cualquiera de los gases de la mezcla, por ejemplo N_2:

$$(n\cdot y_{N_2})_{\text{entrada}}=(n\cdot y_{N_2})_{\text{salida}}$$

Considerando comportamiento ideal para la mezcla gaseosa:

$$\frac{100\text{ L}\cdot 743\text{ mmHg}\cdot\dfrac{1\text{ atm}}{760\text{ mmHg}}}{R\ (200+273{,}15)\text{ K}}\cdot 0{,}792=\frac{V\text{ L}\cdot 740\text{ mmHg}\cdot\dfrac{1\text{ atm}}{760\text{ mmHg}}}{R\ (85+273{,}15)\text{ K}}\cdot 0{,}483$$

Se obtiene, V = 125 L. (Si se realiza el balance de materia con cualquiera de los otros gases se obtiene el mismo resultado).

b) El número de moles de gas a la salida del evaporador es:

$$n_{\text{salida}}=\frac{125\text{ L gas}\cdot 740\text{ mmHg}}{(0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(85+273{,}15)\text{ K}}\cdot\frac{1\text{ atm}}{760\text{ mmHg}}=4{,}14\text{ mol}$$

La masa de agua evaporada contenida en el gas es:

$$4{,}14\text{ mol gas}\cdot\frac{39\text{ mol H}_2\text{O}}{100\text{ mol gas}}\cdot\frac{18{,}0\text{ g H}_2\text{O}}{1\text{ mol H}_2\text{O}}=29\text{ g H}_2\text{O}$$

4.11. Un depósito de 4,0 L de capacidad que contiene gas nitrógeno a 8,5 atm de presión, se conecta con otro recipiente que contiene 7,0 L de gas inerte argón a 6,0 atm de presión. ¿Cuál es la presión final en los dos recipientes?

(Baleares 2007)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas contenido en cada depósito es:

$$n_{N_2} = \frac{8{,}5 \text{ atm} \cdot 4{,}0 \text{ L}}{(R \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot T \text{ K}} = \frac{34}{RT} \text{mol}$$

$$n_{Ar} = \frac{6{,}0 \text{ atm} \cdot 7{,}0 \text{ L}}{(R \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot T \text{ K}} = \frac{42}{RT} \text{mol}$$

Si se conectan ambos depósitos la presión en su interior es:

$$p = \frac{(34 + 42)\,\frac{1}{RT} \text{mol} \cdot (R \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot T \text{ K}}{(4{,}0 + 7{,}0)\ L} = 6{,}9 \text{ atm}$$

4.12. Se hace estallar 50 mL de una mezcla de metano, CH_4, eteno, C_2H_4 y propano, C_3H_8, en presencia de 250 mL de oxígeno. Después de la combustión, y condensado el vapor de agua producido, el volumen de los gases era 175 mL, que quedaron reducidos a 60 mL después de atravesar una disolución concentrada de NaOH. Calcule la composición (en %) de la mezcla gaseosa inicial.

(Nota. Todos los volúmenes están medidos en las mismas condiciones de p y T)

(Valencia 2007)

Aplicando la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), y escribiendo las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de combustión del metano, eteno y propano, se indican las cantidades, en volumen, consumidas de reactivos y formadas de productos:

- Combustión del metano:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

x mL $2x$ mL x mL

- Combustión del eteno:

$$C_2H_4(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

y mL $3y$ mL $2y$ mL

- Combustión del propano:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

z mL $5z$ mL $3z$ mL

Teniendo en cuenta que la mezcla de gases después de ser enfriada (para que condense H_2O) y absorbido el CO_2 por reacción con NaOH solo contiene O_2, el volumen de final de 60 mL corresponde al O_2 que queda sin reaccionar (k).

Se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

- mezcla inicial $x + y + z = 50$
- O_2 introducido $2x + 3y + 5z + k = 250$
- mezcla final (CO_2 + O_2 sobrante) $x + 2y + 3z + k = 175$
- O_2 sobrante $k = 60$

Eliminando el O_2 sobrante se pueden reescribir las ecuaciones como:

- mezcla inicial ($CH_4 + C_2H_4 + C_3H_8$) $\quad x + y + z = 50$
- O_2 consumido $\quad 2x + 3y + 5z = 190$
- CO_2 absorbido por NaOH $\quad x + 2y + 3z = 115$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 10 \text{ mL } CH_4 \qquad y = 15 \text{ mL } C_2H_4 \qquad z = 25 \text{ mL } C_3H_8$$

Expresando el resultado como porcentaje en volumen:

$$\frac{10 \text{ mL } CH_4}{50 \text{ mL mezcla}} \cdot 100 = 20\ \%\ CH_4 \qquad \frac{15 \text{ mL } C_2H_4}{50 \text{ mL mezcla}} \cdot 100 = 30\ \%\ C_2H_4$$

$$\frac{25 \text{ mL } C_3H_8}{50 \text{ mL mezcla}} \cdot 100 = 50\ \%\ C_3H_8$$

4.13. Un gas de gasógeno tiene la siguiente composición expresada en % en volumen:

CO_2 = 8,00 %; CO = 23,20 %; H_2 = 17,70 %; CH_4 = 1,10 %; N_2 = 50,00 %.

Calcule la densidad del gas a 23 °C y 763 mmHg.

(Valencia 2008)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición molar de una mezcla gaseosa coincide con la volumétrica. La masa de cada uno de los gases contenidos en 100 mol de mezcla es:

$$8{,}00 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{44{,}0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 352 \text{ g } CO_2 \qquad 23{,}20 \text{ mol CO} \cdot \frac{28{,}0 \text{ g CO}}{1 \text{ mol CO}} = 650 \text{ g CO}$$

$$17{,}70 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{2{,}0 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 35{,}4 \text{ g } H_2 \qquad 1{,}10 \text{ mol } CH_4 \cdot \frac{16{,}0 \text{ g } CH_4}{1 \text{ mol } CH_4} = 17{,}6 \text{ g } CH_4$$

$$50{,}00 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{28{,}0 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 1{,}40 \cdot 10^3 \text{ g } N_2$$

La masa total de gases es:

$$m = 352 \text{ g } CO_2 + 650 \text{ g CO} + 35{,}4 \text{ g } H_2 + 17{,}6 \text{ g } CH_4 + 1{,}4 \cdot 10^3 \text{ g } N_2 = 2{,}45 \cdot 10^3 \text{ g gasógeno}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por los 100 mol de gas en las condiciones dadas es:

$$V = \frac{100 \text{ mol} \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) \cdot (23 + 273{,}15) \text{ K}}{763 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 2{,}42 \cdot 10^3 \text{ L}$$

La densidad del gas de gasógeno en las condiciones propuestas es:

$$\rho = \frac{2{,}45 \cdot 10^3 \text{ g}}{2{,}42 \cdot 10^3\ L} = 1{,}01 \text{ g L}^{-1}$$

4.14. El gas que está dentro de un recipiente ejerce una presión de 120 kPa. Se extrae una cierta cantidad del gas que ocupa 230 dm^3 a 100 kPa. El gas restante del recipiente ejerce una presión de 80 kPa. Todas las medidas se han realizado a la misma temperatura. Calcule el volumen del recipiente.

(Baleares 2009)

Considerando comportamiento ideal y llamando p a la equivalencia entre kPa y atm, la cantidad de gas contenido en el recipiente es:

$$n_0 = \frac{120 \text{ kPa} \cdot V \text{ L}}{(R \text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) \cdot T \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{p \text{ kPa}} = \frac{120\ V}{pRT} \text{mol}$$

La cantidad de gas extraído del recipiente es:

$$n_{\text{ext}} = \frac{100\ \text{kPa} \cdot 230\ \text{L}}{(R\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot T\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{p\ \text{kPa}} = \frac{2{,}3 \cdot 10^4}{pRT}\text{mol}$$

La cantidad de gas que queda en el recipiente es:

$$n_{\text{fin}} = \frac{80\ \text{kPa} \cdot V\ \text{L}}{(R\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot T\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{p\ \text{kPa}} = \frac{80\ V}{pRT}\text{mol}$$

Haciendo un balance de materia del gas:

$$n_0 = n_{\text{ext}} + n_{\text{fin}}$$

El valor del volumen del recipiente es:

$$\frac{120\ V}{pRT} = \frac{2{,}3 \cdot 10^4}{pRT} + \frac{80\ V}{pRT} \qquad \rightarrow \qquad V = 575\ \text{L}$$

4.15. Un recipiente de acero de 3,00 L de volumen contiene a 22 °C una mezcla de gases no reactiva constituida por 1,40 g de N_2, 3,20 g de O_2 y 3,96 g de CO_2. Determine:
a) El número de moles, fracción molar, porcentaje en volumen y porcentaje en peso de cada gas.
b) La presión total y la presión parcial ejercida por cada gas.
c) La masa molar aparente de la mezcla.

(Murcia 2016)

a) El número de moles de cada uno de los gases y el total de la mezcla son, respectivamente:

$$\left.\begin{array}{r} 1{,}40\ \text{g N}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol N}_2}{28{,}0\ \text{g N}_2} = 0{,}0500\ \text{mol N}_2 \\[2ex] 3{,}20\ \text{g O}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}_2}{32{,}0\ \text{g O}_2} = 0{,}100\ \text{mol O}_2 \\[2ex] 3{,}96\ \text{g CO}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} = 0{,}0900\ \text{mol CO}_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad n_{\text{total}} = 0{,}240\ \text{mol mezcla}$$

Las fracciones molares de cada uno de los gases son, respectivamente:

$$y_{N_2} = \frac{0{,}0500\ \text{mol N}_2}{0{,}240\ \text{mol mezcla}} = 0{,}208$$

$$y_{O_2} = \frac{0{,}100\ \text{mol O}_2}{0{,}240\ \text{mol mezcla}} = 0{,}416$$

$$y_{CO_2} = \frac{0{,}0900\ \text{mol CO}_2}{0{,}240\ \text{mol mezcla}} = 0{,}375$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), por tratarse de una mezcla gaseosa la fracción molar coincide con el porcentaje en volumen de la misma expresado en tanto por uno. La composición en volumen expresada como porcentaje es:

$$y_{N_2} \cdot 100 = 0{,}208 \cdot 100 = 20{,}8\ \%\ \text{N}_2$$

$$y_{O_2} \cdot 100 = 0{,}416 \cdot 100 = 41{,}6\ \%\ \text{O}_2$$

$$y_{CO_2} \cdot 100 = 0{,}375 \cdot 100 = 37{,}5\ \%\ \text{CO}_2$$

La composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{1{,}40 \text{ g } N_2}{(1{,}40 + 3{,}20 + 3{,}96) \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 16{,}4 \text{ \% } N_2$$

$$\frac{3{,}20 \text{ g } O_2}{(1{,}40 + 3{,}20 + 3{,}96) \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 37{,}4 \text{ \% } O_2$$

$$\frac{3{,}96 \text{ g } CO_2}{(1{,}40 + 3{,}20 + 3{,}96) \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 46{,}3 \text{ \% } CO_2$$

b) Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por cada gas en el interior del recipiente es:

$$p_{N_2} = \frac{(0{,}0500 \text{ mol } N_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (22 + 273{,}15) \text{ K}}{3{,}00 \text{ L}} = 0{,}403 \text{ atm}$$

$$p_{O_2} = \frac{(0{,}100 \text{ mol } O_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (22 + 273{,}15) \text{ K}}{3{,}00 \text{ L}} = 0{,}807 \text{ atm}$$

$$p_{CO_2} = \frac{(0{,}0900 \text{ mol } CO_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (22 + 273{,}15) \text{ K}}{3{,}00 \text{ L}} = 0{,}726 \text{ atm}$$

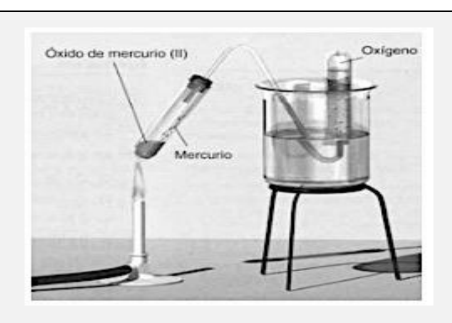
De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de los componentes:

$$p_t = p_{N_2} + p_{O_2} + p_{CO_2} = (0{,}403 + 0{,}807 + 0{,}726) \text{ atm} = 1{,}94 \text{ atm}$$

c) La masa molar aparente de la mezcla es:

$$M = \frac{(1{,}40 + 3{,}20 + 3{,}96) \text{ g mezcla}}{0{,}240 \text{ mol mezcla}} = 35{,}7 \text{ g mol}^{-1}$$

4.16. Para determinar el volumen molar del gas oxígeno, O_2, se mide el volumen de una masa dada del gas en unas ciertas condiciones. Para ello, se calienta una muestra de HgO sólido que se descompone en Hg y O_2. Para calcular la masa de oxígeno formado, se pesa el tubo de muestra antes y después del calentamiento, y el volumen de oxígeno formado se recoge sobre agua, según el montaje experimental de la figura adjunta.



Los datos de la experiencia son:

- peso del tubo con HgO antes del calentamiento = 24,475 g
- peso del tubo con Hg y HgO sin descomponer tras el calentamiento = 24,047 g
- volumen de oxígeno recogido (a 734,6 torr y 22 °C) = 347 mL
- presión de vapor del agua del tubo (a 22 °C) = 24,8 torr

Determine el volumen molar del oxígeno en condiciones normales con la información anterior.

(Extremadura 2017)

La masa de O_2 que se desprende es:

24,475 g (antes del calentamiento) – 24,047 g (tras el calentamiento) = 0,428 g

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) se obtiene la presión del gas seco:

$$p_{\text{total}} = p_{O_2} + p°$$

El valor de presión parcial del O_2 es:

$$p_{O_2} = (734{,}6 - 24{,}8)\ \text{torr} = 709{,}8\ \text{torr}$$

La ecuación general de los gases ideales permite calcular el volumen ocupado por la masa de gas en condiciones normales de presión y temperatura:

$$\frac{p_1\,V_1}{T_1} = \frac{p_2\,V_2}{T_2}$$

$$\frac{709{,}8\ \text{torr} \cdot 347\ \text{mL}}{(22 + 273{,}15)\ \text{K}} = \frac{760\ \text{torr} \cdot V_2}{273{,}15\ \text{K}} \qquad \rightarrow \qquad V_2 = 300\ \text{mL}$$

Relacionando el volumen ocupado por esa masa de oxígeno con el número de moles de gas:

$$V_{\text{M}} = \frac{300\ \text{mL}\ O_2}{0{,}428\ \text{g}\ O_2} \cdot \frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{1\ \text{L}\ O_2}{10^3\ \text{mL}\ O_2} = 22{,}4\ \text{L mol}^{-1}$$

5. CUESTIONES de DISOLUCIONES

5.1. Una disolución 2,0 M de ácido acético es aquella que contiene:
a) 60 g de ácido acético en 250 mL de disolución.
b) 45 g de ácido acético en 250 mL de disolución.
c) 60 g de ácido acético en 500 mL de disolución.
d) 50 g de ácido acético en 500 mL de disolución.

(O.Q.L. Murcia 1996)

Aplicando el concepto de molaridad a todas las disoluciones:

a) Falso

$$\frac{60\text{ g }CH_3COOH}{250\text{ mL disolución}}\cdot\frac{1\text{ mol }CH_3COOH}{60{,}0\text{ g }CH_3COOH}\cdot\frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}}=4{,}0\text{ M}$$

b) Falso

$$\frac{45\text{ g }CH_3COOH}{250\text{ mL disolución}}\cdot\frac{1\text{ mol }CH_3COOH}{60{,}0\text{ g }CH_3COOH}\cdot\frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}}=3{,}0\text{ M}$$

c) **Verdadero**

$$\frac{60\text{ g }CH_3COOH}{500\text{ mL disolución}}\cdot\frac{1\text{ mol }CH_3COOH}{60{,}0\text{ g }CH_3COOH}\cdot\frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}}=2{,}0\text{ M}$$

d) Falso

$$\frac{50\text{ g }CH_3COOH}{500\text{ mL disolución}}\cdot\frac{1\text{ mol }CH_3COOH}{60{,}0\text{ g }CH_3COOH}\cdot\frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}}=1{,}7\text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.2. ¿Cuál de las siguientes sustancias funcionaría mejor como anticongelante de 1 L de agua si se utiliza la misma masa de cada una de ellas?
a) Metanol
b) Sacarosa
c) Glucosa
d) Acetato de etilo

(O.Q.L. Murcia 1996)

Será mejor anticongelante aquella sustancia con la que se consiga un mayor descenso en la temperatura de congelación de la disolución, ΔT. Este se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\,[1+\alpha\,(n-1)] \quad\rightarrow\quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Como las cuatro sustancias propuestas presentan enlace covalente, al disolverlas en agua no se disocian en iones, es decir, $\alpha = 0$, por tanto la expresión anterior queda simplificada como:

$$\Delta T = k_f\, m$$

De acuerdo con esto, el mayor descenso de la temperatura de congelación, ΔT, se consigue con la disolución que tenga mayor concentración molal, m.

Suponiendo que se disuelve una misma masa de cada compuesto, 1 g, en 1 kg de H_2O, la concentración molal de la disolución es:

$$m=\frac{1\ \text{g X}}{1\ \text{kg H}_2\text{O}}\cdot\frac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}}=\frac{1}{M}\text{mol kg}^{-1}$$

Por tanto, la mayor concentración molal, m, corresponde a la disolución que contenga el soluto con menor masa molar, M.

Soluto	Metanol	Sacarosa	Glucosa	Acetato de etilo
Fórmula	CH_3OH	$C_{12}H_{22}O_{11}$	$C_6H_{12}O_6$	$CH_3COOCH_2CH_3$
M / g mol^{-1}	32,0	342,0	180,0	88,0

La respuesta correcta es la **a**.

5.3. Con 100 mL de disolución de HCl 2 M se puede preparar un litro de otra disolución cuya concentración será:
a) 0,1 M
b) 0,2 M
c) 10 M
d) 0,01 M

(O.Q.L. Murcia 1996)

El número de moles de HCl contenidos en la disolución concentrada (2 M) es:

$$100\ \text{mL HCl 2 M}\cdot\frac{1\ \text{L HCl 2M}}{10^3\ \text{mL HCl 2 M}}\cdot\frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 2M}}=0{,}2\ \text{mol HCl}$$

La concentración de la disolución diluida es:

$$\frac{0{,}2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L disolución HCl}}=0{,}2\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.4. De entre las diferentes formas de expresar la concentración de las disoluciones, hay que destacar:
a) La normalidad, que es la norma adoptada en los países de la Unión Europea para medir la relación soluto/disolvente.
b) La molaridad, que es el número de moles de soluto en un litro de disolución.
c) La molalidad, que es el nombre que utilizan en China para la molaridad.
d) La fracción molar, que se utiliza para expresar la concentración en disoluciones donde el número de moles de soluto en un litro no es un número exacto.

(O.Q.L. Murcia 1996)

a) Falso. Normalidad (forma obsoleta de expresar la concentración de una disolución) es la relación entre equivalentes-gramo de soluto y litros de disolución.

b) **Verdadero**. Molaridad es la relación entre moles de soluto y litros de disolución.

c) Falso. La propuesta es absurda.

d) Falso. Fracción molar es la relación entre moles de soluto y la suma de los moles de los componentes de la disolución.

La respuesta correcta es la **b**.

5.5. Se disuelven 12,8 g de carbonato de sodio en la cantidad de agua suficiente para preparar 325 mL de disolución. La concentración de esta disolución en mol L^{-1} es:
a) 3,25
b) 0,121
c) 0,0393
d) 0,372
e) 12,8

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Baleares 2012)

La molaridad de la disolución es:

$$\frac{12{,}8\ \text{g}\ Na_2CO_3}{325\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3}{106{,}0\ \text{g}\ Na_2CO_3} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}372\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.6. ¿Cuál será la molaridad de una disolución 6 N de ácido fosfórico?
a) 6 M
b) 2 M
c) 18 M
d) 3 M

(O.Q.L. Murcia 1997)

La relación entre molaridad y normalidad es:

$$\text{Normalidad} = \text{Molaridad} \cdot \text{valencia}$$

La valencia en un ácido viene dada por el número protones que es capaz de ceder. En el caso del ácido fosfórico, H_3PO_4:

$$H_3PO_4(aq) + 3\ H_2O(l) \leftrightarrows PO_4^{3-}(aq) + 3\ H_3O^+(aq)$$

La valencia es 3, por tanto la molaridad es:

$$M = \frac{6}{3} = 2$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.7. Al mezclar 1,0 L de disolución de ácido clorhídrico 0,010 M con 250 mL de otra disolución de ácido clorhídrico 0,10 M se obtiene una nueva disolución cuya concentración es, aproximadamente:
a) 0,11 M
b) $1{,}28 \cdot 10^{-2}$ M
c) $1{,}4 \cdot 10^{-2}$ M
d) $2{,}8 \cdot 10^{-2}$ M

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

La cantidad de HCl contenida en cada disolución es:

$$1{,}0\ \text{L HCl}\ 0{,}01\ \text{M} \cdot \frac{10^3\ \text{mL HCl}\ 0{,}010\ \text{M}}{1\ \text{L HCl}\ 0{,}010\ \text{M}} \cdot \frac{0{,}010\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl}\ 0{,}010\ \text{M}} = 10\ \text{mmol HCl}$$

$$250\ \text{mL HCl}\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl}\ 0{,}10\ \text{M}} = 25\ \text{mmol HCl}$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(10+25)\ \text{mmol HCl}}{(1.000+250)\ \text{mL disolución}} = 2{,}8\cdot 10^{-2}\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.8. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones probaría que un líquido incoloro y transparente es agua pura?
a) El líquido tiene un pH de 7.
b) El líquido hierve a 100 °C cuando la presión es de 1 atm.
c) El líquido no deja residuo cuando se evapora hasta sequedad.
d) El líquido reseca las manos cuando se lavan con él.

(O.Q.L. Murcia 1997)

a) Falso. El agua en presencia de CO_2 forma una disolución acuosa de ácido carbónico, H_2CO_3, por lo que el pH < 7.

$$H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

b) **Verdadero**. Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión atmosférica, y la presión de vapor del agua a 100 °C es 1 atm.

c) Falso. Cualquier otro líquido incoloro y transparente, como por ejemplo: etanol, acetona, benceno, etc., evaporado a sequedad no deja ningún residuo.

d) Falso. Es absurdo, el agua no reseca las manos.

La respuesta correcta es la **b**.

5.9. Se desea preparar 100 mL de disolución de ácido sulfúrico 0,25 M a partir de un ácido comercial del 98 % y 1,836 g mL^{-1}. Para ello se ha de tomar de la botella de ácido comercial:
a) 1,36 mL
b) 2,45 mL
c) 2,5 g
d) 4,50 mL

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 1998)

La masa de H_2SO_4 necesaria para la disolución es:

$$100\ \text{mL}\ H_2SO_4\ \ 0{,}25\ \text{M}\cdot\frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 0{,}25\ \text{M}}{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ \ 0{,}25\ \text{M}}\cdot\frac{0{,}25\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ \ 0{,}25\ \text{M}}\cdot\frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 2{,}5\ \text{g}\ H_2SO_4$$

La cantidad de H_2SO_4 comercial a utilizar es:

$$2{,}5\ \text{g}\ H_2SO_4\cdot\frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98\%}{98\ \text{g}\ H_2SO_4}\cdot\frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 98\%}{1{,}836\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98\%} = 1{,}4\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 98\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

(En Castilla y León 1998 se preparan 500 mL de la disolución 0,15 M).

5.10. Se disuelven 5 g de cloruro de sodio en 100 mL de agua. ¿Qué se habrá originado?
a) Una sustancia pura.
b) Un compuesto químico.
c) Una mezcla homogénea.
d) Una disolución.
e) Una dispersión coloidal.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

El cloruro de sodio es muy soluble en agua, por tanto, se forma una disolución o mezcla homogénea.

Las respuestas correctas son **c** y **d**.

5.11. Cuando se adiciona glucosa al agua a 25 °C se observa que:
a) Disminuye la temperatura de ebullición con respecto a la del agua.
b) Aumenta la presión de vapor de la disolución.
c) Congela por debajo de 0 °C.
d) La glucosa no se disuelve en agua.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Baleares 2015)

a-b) Falso. Cuando se forma la disolución aumenta la temperatura de ebullición, ya que la presión de vapor de la disolución disminuye.

c) **Verdadero**. Cuando se forma la disolución desciende la temperatura de congelación, ya que la presión de vapor de la disolución disminuye.

d) Falso. La glucosa es soluble en agua por formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de ambas sustancias.

La respuesta correcta es la **c**.

5.12. Dadas las siguientes proposiciones indique cuál o cuáles son verdaderas:
a) El agua está formada por dos tipos de átomos, por lo tanto no es una sustancia pura.
b) Toda disolución es una mezcla.
c) Todas las mezclas son disoluciones.
d) En una mezcla heterogénea sus componentes pueden observarse de forma separada.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

a) Falso. El agua es una sustancia pura que por estar formada por dos tipos de átomos constituye un compuesto.

b) **Verdadero**. Las disoluciones presentan una sola fase y son mezclas homogéneas.

c) Falso. Algunas mezclas presentan más de una fase y se llaman heterogéneas.

d) **Verdadero**. En una mezcla heterogénea los componentes de la misma pueden distinguirse a simple vista o con ayuda de una lupa.

Las respuestas correctas son **b** y **d**.

5.13. Se disuelven 0,50 g y 0,75 g de un soluto no electrolito y no volátil en 1,500 g y en 1,250 g de agua, formándose dos disoluciones A y B, respectivamente. Si para el agua los valores de las constantes son $k_{\text{f}} = 1{,}86$ °C mol^{-1} kg y $k_{\text{e}} = 0{,}51$ °C mol^{-1} kg. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son verdaderas?
a) La presión de vapor de A es menor que la de B.
b) La temperatura de ebullición de B es menor que la de A.
c) Ambas disoluciones tienen la misma temperatura de congelación.
d) La molalidad de A es mayor que la de B.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

a) Falso. De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión de vapor de una disolución se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p = p° \, (1 - x_{\text{s}}) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p° = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_{\text{s}} = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

La disolución que tiene menor fracción molar de soluto, la disolución A (la menos concentrada), es la que tiene mayor presión de vapor.

b) Falso. Las temperaturas de ebullición y de congelación de una disolución que contiene un soluto no electrolito y no volátil se calculan mediante la expresión:

$$\Delta T = k\ m$$

siendo k la constante específica del disolvente y m la molalidad de la disolución.

Como la disolución B contiene más soluto y menos disolvente su concentración molal es mayor y, por lo tanto, su temperatura de ebullición también lo es.

c) Falso. Como ambas disoluciones tienen diferente concentración molal deben tener diferente temperatura de congelación.

d) Falso. Según se ha explicado en los apartados a y b.

Ninguna propuesta es verdadera.

5.14. Si la solubilidad del cloruro de sodio en agua a 15 °C es 50 g L^{-1}. Es cierto que:
a) Una disolución que contiene 25 g L^{-1} es una disolución saturada.
b) La disolución que contiene 45 g L^{-1} está muy diluida.
c) Está saturada la disolución cuando contiene 50 g L^{-1} de cloruro de sodio.
d) Si contiene más de 50 g L^{-1} es un sistema inestable.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

a) Falso. La disolución es insaturada porque todavía no se ha alcanzado el límite de solubilidad a esa temperatura.

b) Falso. La disolución es concentrada ya que se está cerca del límite de solubilidad a esa temperatura.

c) **Verdadero**. La disolución está saturada ya que se ha alcanzado el límite de solubilidad a esa temperatura.

d) Falso. La disolución está sobresaturada ya que se ha superado el límite de solubilidad a esa temperatura.

La respuesta correcta es la **c**.

5.15. Se adicionan 50,0 g de cloruro de sodio a 100 mL de una disolución de la misma sal cuya concentración es 0,160 M. Suponiendo que no hay variación de volumen al añadir el sólido, la concentración de Ia disolución formada es:
a) 8,71 M
b) 2,35 M
c) 3,78 M
d) 1,90 M

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

Suponiendo que no existe variación de volumen al añadir el soluto sólido a la disolución, la concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{50{,}0\ \text{g NaCl}\cdot\dfrac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}}+100\ \text{mL NaCl 0,160 M}\cdot\dfrac{1\ \text{L NaCl 0,160 M}}{10^{3}\ \text{mL NaCl 0,160 M}}\cdot\dfrac{0{,}160\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{L NaCl 0,160 M}}}{100\ \text{mL disolución}\cdot\dfrac{1\ \text{L disolución}}{10^{3}\ \text{mL disolución}}}=8{,}71\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.16. La disolución acuosa con menor punto de fusión es:
a) $MgSO_4$ 0,01 m
b) NaCl 0,01 m
c) Etanol (CH_3CH_2OH) 0,01 m
d) Ácido acético (CH_3COOH) 0,01 m
e) MgI_2 0,01 m

(O.Q.N. Burgos 1998)

El punto de fusión de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\,[1 + \alpha\,(n-1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que se trata de disoluciones acuosas con la misma concentración molal tendrá menor punto de fusión la disolución con mayor valor de n.

Las ecuaciones correspondientes a las disociaciones iónicas proporcionan en valor de n.

a) $MgSO_4(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$ ($\alpha \approx 1$) $n = 2$

b) $NaCl(aq) \rightarrow Na^{+}(aq) + Cl^{-}(aq)$ ($\alpha \approx 1$) $n = 2$

c) CH_3CH_2OH no se disocia en iones ($\alpha = 0$)

d) CH_3COOH es un ácido débil muy poco disociado en iones ($\alpha \approx 0$)

e) $MgI_2(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\ I^{-}(aq)$ ($\alpha \approx 1$) $n = 3$

La sustancia que presenta mayor valor de n con una disociación prácticamente total es MgI_2, por lo tanto, su disolución es la que presenta menor temperatura de fusión.

La respuesta correcta es la **e**.

5.17. Para tres disoluciones 0,1 molal de ácido acético, $C_2H_4O_2$, glucosa, $C_6H_{12}O_6$, ácido sulfúrico, H_2SO_4, en agua, señale la proposición correcta:
a) La disolución de ácido sulfúrico es la que tiene comportamiento más ideal.
b) La disolución de glucosa es la que tiene la temperatura de ebullición más alta.
c) La disolución de sulfúrico es la que tiene mayor temperatura de ebullición.
d) Las tres disoluciones tienen la misma temperatura de ebullición.
e) La disolución de glucosa es la que tiene mayor presión osmótica.

(O.Q.N. Burgos 1998)

a) Falso. Una disolución ideal es aquella en la que no se registra variación de entalpía ni de entropía. En las disoluciones propuestas se produce variación en esas magnitudes respecto de las sustancias puras y las sustancias disueltas en agua.

b) Falso. La temperatura de ebullición de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_e\, m\,[1 + \alpha\,(n-1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_e = \text{constante ebulloscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que se trata de disoluciones acuosas con la misma concentración molal tendrá mayor temperatura de ebullición la disolución con mayor valor de n.

$C_2H_4O_2$ es un ácido débil muy poco disociado en iones ($\alpha \approx 0$)

$C_6H_{12}O_6$ no se disocia en iones (α = 0)

$H_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ H_3O^+(aq)$ (α ≈ 1) $n = 3$

c) **Verdadero**. Según lo demostrado en el apartado b), se trata de la disolución de H_2SO_4.

d) Falso. Según lo demostrado en el apartado b).

e) Falso. En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, se calcula mediante la expresión:

$$\pi = M\,R\,T\,[1 + \alpha\,(n-1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} R = \text{constante de los gases} \\ M = \text{concentración molar} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que se trata de disoluciones acuosas con, aproximadamente, la misma concentración molar tendrá mayor presión osmótica la disolución con mayor valor de n. De acuerdo con lo demostrado en el apartado b), será la disolución de H_2SO_4.

La respuesta correcta es la **c**.

5.18. Cuando se adicionan 100 cm^3 de agua a 100 cm^3 de una disolución acuosa 0,20 M en sulfato de potasio, K_2SO_4, y se agita vigorosamente, ¿cuál es la molaridad de los iones K^+ en la nueva disolución? Considere correcta la adición de los volúmenes.
a) 0,05
b) 0,10
c) 0,15
d) 0,20

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2SO_4 es:

$K_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ K^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

La cantidad de K^+ contenido en la disolución concentrada (0,20 M) es:

$$100\ \text{cm}^3\ K_2SO_4\ 0{,}20\ \text{M} \cdot \frac{0{,}20\ \text{mmol}\ K_2SO_4}{1\ \text{cm}^3\ K_2SO_4\ 0{,}20\ \text{M}} \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ K^+}{1\ \text{mmol}\ K_2SO_4} = 40\ \text{mmol}\ K^+$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{40\ \text{mmol}\ K^+}{(100+100)\ \text{mL disolución}} = 0{,}20\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.19. Cuando se añaden 10 g de sacarosa en agua, se observa que:
a) La disolución hierve a una temperatura inferior a 100 °C.
b) Su temperatura de congelación aumenta con respecto a la del agua.
c) Congela por debajo de 0 °C.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Falso. Las temperaturas de ebullición y de congelación de una disolución que contiene un soluto no electrolito y no volátil se calculan mediante la expresión:

$$\Delta T = k\,m$$

siendo k la constante específica del disolvente y m la molalidad de la disolución.

La temperatura de ebullición de esta disolución debe ser superior a 100 °C.

b) Falso. La temperatura de congelación de la disolución debe inferior a la del agua, 0 °C.

c) **Verdadero**. Según se ha justificado en los apartados anteriores.

La respuesta correcta es la **c**.

5.20. A 125 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,75 M se le añaden 300 mL de agua destilada. Indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta:
a) Precipitará hidróxido de sodio.
b) Aumenta el número de moles de sosa.
c) La concentración de la disolución aumenta.
d) Los moles de sosa no varían pero sí la concentración de la disolución.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a-c) Falso. Si se añade agua a la disolución disminuye la concentración y no puede precipitar soluto.

b) Falso. El número de moles de soluto permanece constante.

d) **Verdadero**. Según se ha justificado en los apartados anteriores.

La respuesta correcta es la **d**.

5.21. Se añaden 3,5 g de alcohol etílico, C_2H_5OH, a 500 g de agua. Sabiendo que la masa molecular del alcohol etílico es igual a 46, ¿cuál será la molalidad de la disolución?
a) 0,152
b) 0,987
c) 2,56
d) 35

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

La concentración molal de la disolución es:

$$\frac{3{,}5\ \text{g}\ C_2H_5OH}{500\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{46\ \text{g}\ C_2H_5OH}\cdot\frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O}=0{,}15\ \text{m}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.22. Indique cuál de las siguientes proposiciones es correcta:
a) Una disolución saturada es una disolución concentrada.
b) Las propiedades coligativas no dependen del número de partículas disueltas.
c) La solubilidad del oxígeno en agua disminuye cuando aumenta la temperatura.
d) El tetracloruro de carbono se disuelve en agua.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) Falso. La concentración depende la relación soluto/disolvente y la saturación depende la solubilidad de la sustancia, por tanto, una disolución de un soluto poco soluble es a la vez saturada y diluida; y al contrario, una disolución de un soluto muy soluble puede ser a la vez insaturada y concentrada.

b) Falso. Las propiedades coligativas dependen de la concentración de la disolución, por tanto, dependen del número de partículas de soluto.

c) **Verdadero**. La solubilidad de un gas en agua aumenta al disminuir la temperatura.

d) Falso. Tetracloruro de carbono y agua son inmiscibles.

La respuesta correcta es la **c**.

5.23. En 500 g de una disolución de ácido acético al 15 % hay:
a) 50 g de ácido acético.
b) 900 g de ácido acético.
c) 75 g de ácido acético.
d) 75 mL de ácido acético.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

La masa de ácido acético, CH_3COOH, contenida en la disolución es

$$500\ \text{g disolución} \cdot \frac{15\ \text{g}\ CH_3COOH}{100\ \text{g disolución}} = 75\ \text{g}\ CH_3COOH$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.24. En las regiones frías se añade al agua de los radiadores de los coches una sustancia que se denomina anticongelante. Su misión está basada en:
a) La solubilidad de sustancias.
b) Una propiedad coligativa de las disoluciones.
c) La diferencia de densidades de los dos líquidos.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Cuando se añade soluto al agua y se forma la disolución disminuye la temperatura de congelación, ya que la presión de vapor de la disolución también disminuye. Varía una propiedad coligativa.

La respuesta correcta es la **b**.

5.25. Indique cuál de las siguientes proposiciones es correcta:
a) Los electrolitos débiles están totalmente disociados en disolución acuosa.
b) Una disolución 0,10 molal de ácido clorhídrico congela a una temperatura más baja que una disolución 0,10 molal de glucosa.
c) La solubilidad de cualquier sustancia en agua aumenta siempre al elevar a temperatura.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Falso. Los electrólitos débiles se encuentran parcialmente disociados en agua.

b) **Verdadero**. La temperatura de congelación de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\, (n-1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que se trata de disoluciones acuosas con la misma concentración molal tendrá menor temperatura de congelación la disolución con mayor valor de n.

$C_6H_{12}O_6$ no se disocia en iones $\qquad (\alpha = 0)$

$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq) \qquad (\alpha \approx 1) \qquad n = 2$

La temperatura de congelación de la disolución de HCl es más baja que la de $C_6H_{12}O_6$.

c) Falso. La solubilidad de un gas en agua aumenta al disminuir la temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

5.26. Indique cuál de las siguientes proposiciones es la correcta:
a) El descenso de la temperatura de congelación de una disolución es independiente del disolvente.
b) El agua y el alcohol etílico son inmiscibles.
c) Una disolución diluida puede ser saturada.
d) Al mezclar dos disoluciones de la misma sustancia la concentración final es la suma de las concentraciones de ambas.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Falso. La temperatura de congelación de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\,(n-1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

La constante k_f es específica de cada disolvente.

b) Falso. Alcohol etílico y agua son totalmente miscibles debido a la formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de ambas sustancias.

c) **Verdadero**. La concentración depende la relación soluto/disolvente y la saturación depende la solubilidad de la sustancia, por tanto, una disolución de un soluto poco soluble es a la vez saturada y diluida.

d) Falso. Depende de la cantidad de disolución que se mezcle y de cuál sea la expresión de la concentración.

La respuesta correcta es la **c**.

5.27. Sabiendo que las propiedades coligativas dependen del número de partículas disueltas, indique cuál de las siguientes proposiciones es la correcta:
a) El descenso de la temperatura de congelación de una disolución 0,5 molal de cloruro de sodio es el mismo que el de una disolución 0,5 molal de sacarosa.
b) Cuando se disuelve un azúcar en agua la disolución hierve a menos de 100 °C.
c) Una disolución 0,20 M de azúcar y otra disolución 0,20 M de alcohol etílico tienen la misma presión osmótica.
d) La presión de vapor del agua en una disolución de un no electrólito es mayor que la del agua a la misma temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Falso. La temperatura de congelación de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\,(n-1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que se trata de disoluciones acuosas con la misma concentración molal tendrá menor temperatura de congelación la disolución con mayor valor de n.

$C_{12}H_{22}O_{11}$ no se disocia en iones $\qquad (\alpha = 0)$

$NaCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq) \qquad (\alpha \approx 1) \qquad n = 2$

La temperatura de congelación de la disolución de NaCl es más baja que la de sacarosa.

b) Falso. Según se ha visto en el apartado anterior al añadir soluto al disolvente se produce un aumento de la temperatura de ebullición de la disolución.

c) **Verdadero**. En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, de una disolución con un soluto no iónico se calcula mediante la expresión:

$$\pi = M\,R\,T \qquad \rightarrow \qquad \begin{cases} R = \text{constante de los gases} \\ M = \text{concentración molar} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que se trata de disoluciones acuosas con la misma concentración molar ambas tendrán la misma presión osmótica.

d) Falso. De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión de vapor de una disolución se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p = p°\,(1 - x_s) \qquad \rightarrow \qquad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p° = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

La presión de vapor de la disolución siempre es menor que la del disolvente.

La respuesta correcta es la **c**.

5.28. Se dispone de un matraz aforado de 500 mL que contiene una disolución 6 M de ácido acético. ¿Qué habría que hacer para preparar a partir de ella una disolución de ácido acético 3 M?
a) Añadir agua destilada hasta obtener 2 L de disolución final.
b) Diluir a 1 L con agua destilada.
c) Extraer 250 mL de disolución del matraz aforado.
d) Añadir 500 mL de una disolución de ácido acético 0,5 M.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{500\text{ mL } CH_3COOH\ 6\text{ M}}{V\text{ L disolución}} \cdot \frac{6\text{ mol } CH_3COOH}{1\text{ L } CH_3COOH\ 6\text{ M}} \cdot \frac{1\text{ L } CH_3COOH\ 6\text{ M}}{10^3\text{ mL } CH_3COOH\ 6\text{ M}} = 3\text{ M} \qquad \rightarrow \qquad V = 1\text{ L}$$

Habrá que diluir hasta 1 L con agua destilada.

La respuesta correcta es la **b**.

5.29. ¿Cuántos iones se encuentran presentes en 2,00 L de una disolución de sulfato de potasio, K_2SO_4, que tiene una concentración de 0,855 mol L^{-1}?
a) $1{,}03 \cdot 10^{22}$
b) $3{,}09 \cdot 10^{22}$
c) $1{,}81 \cdot 10^{22}$
d) $3{,}09 \cdot 10^{24}$
e) $1{,}03 \cdot 10^{24}$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Baleares 2014)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2SO_4 es:

$$K_2SO_4(s) \rightarrow 2\ K^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

El número de iones contenidos en la disolución es:

$$2{,}00\text{ L } K_2SO_4\ 0{,}855\text{ M} \cdot \frac{0{,}855\text{ mol } K_2SO_4}{1\text{ L } K_2SO_4\ 0{,}855\text{ M}} \cdot \frac{3\text{ mol iones}}{1\text{ mol } K_2SO_4} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\text{ iones}}{1\text{ mol iones}} = 3{,}09 \cdot 10^{24}\text{ iones}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.30. Una muestra de agua tomada de un río contiene 5,0 ppm de O_2 disuelto. Suponiendo que la densidad del agua es igual a 1,0 g mL^{-1}, la masa de O_2 disuelto en 1,0 L de agua es:
a) 0,0050 g
b) 0,0096 g
c) $3,0 \cdot 10^{-7}$ g
d) $9,4 \cdot 10^{-5}$ g
e) $5,0 \cdot 10^{-6}$ g

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

El número de ppm de una disolución acuosa diluida equivale a los mg L^{-1} de soluto que contiene:

$$1{,}0 \text{ L agua} \cdot \frac{5{,}0 \text{ mg } O_2}{1 \text{ L agua}} \cdot \frac{1 \text{ g } O_2}{10^3 \text{ mg } O_2} = 0{,}0050 \text{ g } O_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.31. Una disolución de amoníaco de densidad 0,910 g mL^{-1} y del 25,0 % en masa tiene una molaridad de:
a) 5,6 M
b) 12,5 M
c) 2,4 M
d) 13,4 M
e) 7,6 M

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Valencia 2013)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{25{,}0 \text{ g } NH_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17{,}0 \text{ g } NH_3} \cdot \frac{0{,}910 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 13{,}4 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.32. ¿Cuál de las siguientes disoluciones de permanganato de potasio sería la más concentrada?
a) 0,011 M
b) 50 g L^{-1}
c) 0,50 mol en 750 mL de disolución
d) 250 ppm

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

Para poder comparar las diferentes disoluciones es preciso considerar en todas las mismas unidades de concentración, por ejemplo, la molaridad:

b) Falso. 50 g L^{-1}.

$$\frac{50 \text{ g } KMnO_4}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } KMnO_4}{158{,}1 \text{ g } KMnO_4} = 0{,}32 \text{ M}$$

c) **Verdadero**. 0,50 mol en 750 mL de disolución.

$$\frac{0{,}50 \text{ mol } KMnO_4}{750 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0{,}67 \text{ M}$$

d) Falso. 250 ppm.

$$\frac{250 \text{ mg } KMnO_4}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ g } KMnO_4}{10^3 \text{ mg } KMnO_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } KMnO_4}{151{,}8 \text{ g } KMnO_4} = 1{,}65 \cdot 10^3 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.33. Se disuelven 25,0 g de una sustancia en 100 g de agua pura obteniéndose una disolución de densidad igual a 1,15 g mL^{-1}. El volumen de esta disolución es igual a:
a) 120,5 mL
b) 108,7 mL
c) 110,4 mL
d) 145,5 mL

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

Relacionando masa con densidad:

$$(25{,}0+100)\text{ g disolución}\cdot\frac{1\text{ mL disolución}}{1{,}15\text{ g disolución}}=109\text{ mL disolución}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.34. Al hacer un análisis de metales en el aire se ha encontrado que la concentración de aluminio presente es de 25 ppm. Su concentración en tanto por ciento será:
a) $2{,}5\cdot10^{-3}$
b) 0,0016
c) 0,0041
d) $3{,}1\cdot10^{-3}$

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

Es necesario tener en cuenta que no resulta adecuado utilizar ppm para expresar la concentración de un metal en el aire.

Cambiando las unidades de la concentración:

$$\frac{25\text{ mg Al}}{\text{kg aire}}\cdot\frac{1\text{ kg aire}}{10^6\text{ mg aire}}\cdot100=2{,}5\cdot10^{-3}\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.35. Para preparar 100 mL de disolución acuosa de dicromato de potasio cuya concentración sea de 50,0 mg de anión dicromato por mililitro, habrá que tomar:
a) 7,25 g de dicromato de potasio.
b) 6,81 g de dicromato de potasio.
c) 8,52 g de dicromato de potasio.
d) 4,19 g de dicromato de potasio.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del dicromato de potasio $K_2Cr_2O_7$ es:

$$K_2Cr_2O_7(aq)\rightarrow 2\ K^+(aq)+Cr_2O_7^{2-}(aq)$$

La cantidad de $K_2Cr_2O_7$ contenido en la disolución es:

$$100\text{ mL disolución}\cdot\frac{50{,}0\text{ mg }Cr_2O_7^{2-}}{1\text{ mL disolución}}\cdot\frac{1\text{ mmol }Cr_2O_7^{2-}}{216{,}0\text{ mg }Cr_2O_7^{2-}}\cdot\frac{1\text{ mmol }K_2Cr_2O_7}{1\text{ mmol }Cr_2O_7^{2-}}=23{,}1\text{ mmol }K_2Cr_2O_7$$

La masa de $K_2Cr_2O_7$ necesaria para preparar la disolución es:

$$23{,}1\text{ mmol }K_2Cr_2O_7\cdot\frac{1\text{ mol }K_2Cr_2O_7}{10^3\text{ mmol }K_2Cr_2O_7}\cdot\frac{294{,}2\text{ g }K_2Cr_2O_7}{1\text{ mol }K_2Cr_2O_7}=6{,}81\text{ g }K_2Cr_2O_7$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.36. ¿Cuál será la molaridad de una disolución de ácido nítrico preparada por dilución a 500 mL de 32 cm^3 de un ácido concentrado cuya densidad es 1,42 g mL^{-1} y la riqueza en ácido nítrico de 69,5 %?
a) 2,0 M
b) 0,8 M
c) 1,0 M
d) 1,3 M

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

La masa de soluto contenida en la disolución concentrada es:

$$32\ \text{mL}\ HNO_3\ 69{,}5\% \cdot \frac{1{,}42\ \text{g}\ HNO_3\ 69{,}5\ \%}{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 69{,}5\ \%} \cdot \frac{69{,}5\ \text{g}\ HNO_3}{100\ \text{g}\ HNO_3\ 69{,}5\ \%} = 32\ \text{g}\ HNO_3$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{32\ \text{g}\ HNO_3}{500\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ HNO_3}{63{,}0\ \text{g}\ HNO_3} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 1{,}0\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.37. Solo uno de los conceptos siguientes es falso:
a) Las disoluciones verdaderas forman un sistema homogéneo.
b) Una disolución se dice saturada si no admite más soluto.
c) Las proteínas en agua siempre forman disoluciones verdaderas.
d) La gasolina es un ejemplo de disolución líquido-líquido.
e) La agitación intensa de un sistema agua con aceite permite obtener una disolución.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

a) Verdadero. Una disolución es una mezcla homogénea, uniforme y estable.

b) Verdadero. Cuando una disolución alcanza el límite de saturación a determinada temperatura ya no admite más soluto.

c) **Falso**. Las proteínas no son solubles en agua.

d) Verdadero. La gasolina es un ejemplo de disolución líquido-líquido de compuestos no polares.

e) **Falso**. Agua y aceite son inmiscibles y la agitación intensa solo provoca la formación de microgotas de aceite en agua (punto de niebla).

Las respuestas correctas son **c** y **e**.

(En 2009 se reemplaza c por e).

5.38. ¿Cuál es la molalidad de la disolución resultante de disolver 5,0 g de ácido acético, $C_2H_4O_2$, en 60 g de agua?
a) 0,143 m
b) 0,521 m
c) 35 m
d) 1,39 m

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{5{,}0\ \text{g}\ C_2H_4O_2}{60\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_4O_2}{60{,}0\ \text{g}\ C_2H_4O_2} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = 1{,}4\ \text{m}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.39. Se dispone de una disolución de hidróxido de sodio del 45,0 % en masa, que tiene una densidad de 1,46 g mL^{-1}. Una porción de 50,0 mL de la misma contiene los siguientes gramos de hidróxido de sodio:
a) $1,81 \cdot 10^{-2}$
b) 24,5
c) $8,13 \cdot 10^{-5}$
d) 32,8

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

La masa de NaOH contenida en la disolución es:

$$50,0 \text{ mL NaOH } 45,0\ \% \cdot \frac{1,46 \text{ g NaOH } 45,0\ \%}{1 \text{ mL NaOH } 45,0\ \%} \cdot \frac{45,0 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g NaOH } 45,0\ \%} = 32,8 \text{ g NaOH}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En Castilla-León 2002 se cambia el hidróxido de sodio por el de potasio).

5.40. ¿Cuál es la fracción molar del agua en 200 g de etanol del 95 % en masa?
a) 0,05
b) 0,12
c) 0,60
d) 0,85

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

Partiendo de una base de cálculo de 100 g de disolución, la fracción molar del H_2O es:

$$\frac{5,0 \text{ g } H_2O \cdot \dfrac{1 \text{ mol } H_2O}{18,0 \text{ g } H_2O}}{95 \text{ g } C_2H_5OH \cdot \dfrac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{46,0 \text{ g } C_2H_5OH} + 5,0 \text{ g } H_2O \cdot \dfrac{1 \text{ mol } H_2O}{18,0 \text{ g } H_2O}} = 0,12$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.41. El análisis de un vino de California, Cabernet-Sauvignon, muestra que este tiene una acidez total del 0,66 % en peso. Suponiendo que dicha acidez se debe únicamente al ácido etanoico o acético, CH_3COOH (M = 60 g mol^{-1}), ¿cuál es la normalidad, respecto al ácido, del vino?
a) $1,2 \cdot 10^{-4}$ N
b) $1,1 \cdot 10^{-3}$ N
c) $1,2 \cdot 10^{-1}$ N
d) $1,4 \cdot 10^{-3}$ N
(Dato. Densidad del vino = 1,11 g cm^{-3})

(O.Q.L. Murcia 1999)

Tomando como base de cálculo 100 g de vino y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{0,66 \text{ g } CH_3COOH}{100 \text{ g vino}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_3COOH}{60 \text{ g } CH_3COOH} \cdot \frac{1,11 \text{ g vino}}{1 \text{ cm}^3 \text{ vino}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ vino}}{1 \text{ L vino}} = 1,2 \cdot 10^{-1} \text{ M}$$

La relación entre molaridad y normalidad es:

Normalidad = Molaridad · valencia

La valencia en un ácido viene dada por el número protones que es capaz de ceder. En el caso del ácido acético, CH_3COOH:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

La valencia es 1, por lo tanto, la normalidad es la misma que la molaridad, $1{,}2 \cdot 10^{-1}$ N.

La respuesta correcta es la **c**.

5.42. La concentración media de los iones sodio, Na^{+}, en el suero sanguíneo es aproximadamente 3,4 g L^{-1}. ¿Cuál es la molaridad del suero con respecto a dicho ion?
a) 0,15
b) 3,4
c) 6,8
d) 23

(O.Q.L. Murcia 1999)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{3{,}4\ \text{g Na}^{+}}{1\ \text{L suero}} \cdot \frac{1\ \text{mol Na}^{+}}{23{,}0\ \text{g Na}^{+}} = 0{,}15\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.43. ¿Qué masa de sulfato de amonio y hierro(II) hexahidrato (de masa molecular relativa 392) es necesaria para preparar un litro de disolución 0,0500 M con respecto al ion hierro(II), $Fe^{2+}(aq)$?
a) 1,96 g
b) 2,80 g
c) 14,2 g
d) 19,6 g
e) 28,0 g

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2011)

El $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ es la “sal de Mohr”. La ecuación correspondiente a su disociación iónica en agua es:

$$(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O(aq) \rightarrow 2\ NH_4^{+}(aq) + Fe^{2+}(aq) + 2\ SO_4^{2-}(aq) + 6\ H_2O(l)$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$1\ \text{L Fe}^{2+}\ 0{,}0500\ \text{M} \cdot \frac{0{,}0500\ \text{mol Fe}^{2+}}{1\ \text{L Fe}^{2+}\ 0{,}0500\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mol sal de Mohr}}{1\ \text{mol Fe}^{2+}} = 0{,}0500\ \text{mol sal de Mohr}$$

$$0{,}0500\ \text{mol sal de Mohr} \cdot \frac{392\ \text{g sal de Mohr}}{1\ \text{mol sal de Mohr}} = 19{,}6\ \text{g sal de Mohr}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.44. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico al 40,0 % en peso tiene una densidad de 1,30 g cm^{-3}. Su normalidad es:
a) 10,6
b) 46,4
c) 23,2
d) 20,8

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{40{,}0\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{100\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1{,}30\ \text{g disolución}}{1\ \text{cm}^3\ \text{disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 5{,}30\ \text{M}$$

La relación entre molaridad y normalidad es:

$$\text{Normalidad} = \text{Molaridad} \cdot \text{valencia}$$

La valencia en un ácido viene dada por el número protones que es capaz de ceder. En el caso del ácido sulfúrico, H_2SO_4:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ H_3O^+(aq)$$

La valencia es 2, por tanto la normalidad es:

$$N = 5{,}30 \cdot 2 = 10{,}6$$

La respuesta correcta es la **a**.

(En Castilla-La Mancha 2016 se cambia la concentración y densidad de la disolución).

5.45. Si se mezclan volúmenes iguales de disoluciones de sulfato de potasio y cloruro de potasio, ambas 0,10 M, y considerando los volúmenes aditivos, la concentración en K^+ de la nueva disolución será:
a) 0,15 M
b) 0,20 M
c) 0,30 M
d) No se puede calcular sin conocer V.

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2SO_4 es:

$$K_2SO_4(s) \rightarrow 2\ K^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La cantidad de K^+ contenido en V L de disolución es:

$$V\ \text{L}\ K_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mol}\ K_2SO_4}{1\ \text{L}\ K_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M}} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ K^+}{1\ \text{mol}\ K_2SO_4} = 0{,}20\ V\ \text{mol}\ K^+$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del KCl es:

$$KCl(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + K^+(aq)$$

La cantidad de K^+ contenido en V L de disolución es:

$$V\ \text{L KCl}\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mol KCl}}{1\ \text{L KCl}\ 0{,}10\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ K^+}{1\ \text{mol KCl}} = 0{,}10\ V\ \text{mol}\ K^+$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(0{,}20\ V + 0{,}10\ V)\ \text{mol}\ K^+}{(V + V)\ \text{L disolución}} = 0{,}15\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.46. Partiendo de 496 g de cloruro de sodio, se desea preparar una disolución 0,25 molal. ¿Cuántos kg de agua deberán añadirse al recipiente que contiene la sal?
a) 0,030 kg
b) 2,0 kg
c) 8,5 kg
d) 34 kg

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

Aplicando el concepto de molalidad:

$$496\ \text{g NaCl}\cdot\frac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}}\cdot\frac{1\ \text{kg}\ H_2O}{0{,}25\ \text{mol NaCl}}=34\ \text{kg}\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.47. Se preparan dos disoluciones de un soluto no electrolito y no volátil, una, llamada A al 2,0 % en masa, y otra, llamada B al 4,0 % en masa. Suponiendo que la densidad de las disoluciones es próxima a 1, ¿cuál de las siguientes proposiciones es falsa suponiendo un comportamiento ideal?
a) La molalidad en B es la mitad que en A.
b) La temperatura de congelación de A es mayor que la de B.
c) La presión osmótica de A es menor que la de B.
d) La presión de vapor de A es mayor que la de B.

(O.Q.L. Canarias 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) **Falso**. Tomando como base de cálculo 100 g de disolución, la molalidad de cada una de las disoluciones es:

$$\left.\begin{array}{l} m_A=\dfrac{2{,}0\ \text{g X}}{98{,}0\ \text{g}\ H_2O}\cdot\dfrac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}}\cdot\dfrac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O}=\dfrac{20{,}4}{M} \\ m_B=\dfrac{4{,}0\ \text{g X}}{96{,}0\ \text{g}\ H_2O}\cdot\dfrac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}}\cdot\dfrac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O}=\dfrac{41{,}7}{M}\end{array}\right\}\rightarrow\quad \frac{m_B}{m_A}=\frac{41{,}7/M}{20{,}4/M}=2{,}04$$

b) Verdadero. La variación en la temperatura de congelación, ΔT, de una disolución con un soluto no iónico se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T=k_f\,m$$

El mayor descenso en la temperatura de congelación y, por consiguiente, la menor temperatura de congelación se produce en la disolución que posea mayor concentración molal, que como se ha visto en el apartado anterior es la disolución B.

c) Verdadero. Tomando como base de cálculo 100 g de disolución, la molaridad de cada una de las disoluciones es:

$$M_A=\frac{2{,}0\ \text{g X}}{100\ \text{g disolución}}\cdot\frac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}}\cdot\frac{1\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}}\cdot\frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}}=\frac{20}{M}$$

$$M_B=\frac{4{,}0\ \text{g X}}{100\ \text{g disolución}}\cdot\frac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}}\cdot\frac{1\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}}\cdot\frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}}=\frac{40}{M}$$

En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, de una disolución con un soluto no iónico se calcula mediante la expresión:

$$\pi=M\,R\,T\qquad\rightarrow\qquad\left\{\begin{array}{l}R=\text{constante de los gases}\\ M=\text{concentración molar}\\ T=\text{temperatura}\end{array}\right.$$

La mayor presión osmótica corresponde a la disolución que posea mayor concentración molar, que tal y como se ha visto, es la disolución B.

d) Verdadero. De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión de vapor de una disolución se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p=p^{\circ}\,(1-x_s)\qquad\rightarrow\qquad\left\{\begin{array}{l}p=\text{presión de vapor de la disolución}\\ p^{\circ}=\text{presión de vapor del disolvente}\\ x_s=\text{fracción molar del soluto}\end{array}\right.$$

La disolución que tiene menor porcentaje de soluto, la disolución A, es la que tiene menor fracción molar de soluto y, por tanto, mayor presión de vapor.

La respuesta correcta es la **a**.

5.48. Se dispone de dos disoluciones A y B. La disolución A contiene 6,00 g de CH_3OH en 1 kg de H_2O y la disolución B está formada por 6,00 g de CH_3OH y 1 kg de CCl_4. A 20 °C, la densidad de la disolución A es menor que la densidad de la disolución B. Indique cuál de las siguientes proposiciones relativas a estas disoluciones es cierta:
a) Las disoluciones A y B tienen la misma molaridad.
b) Ambas disoluciones tienen la misma molalidad.
c) Las fracciones molares de CH_3OH en A y B son iguales.
d) El porcentaje de CH_3OH es diferente en A y B.

(O.Q.L. Canarias 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Asturias 2003)

Ambas disoluciones contienen igual masa de soluto (m_s) y por tanto, moles de soluto (n), idéntica masa de disolución (m_D) y de disolvente (m_d), y además, respecto de las densidades, expresadas en kg L^{-1}, se cumple que $\rho_A < \rho_B$.

a) Falso. Si $M_A = M_B$:

$$\left.\begin{array}{l} M_A = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{m_D \text{ kg A} \dfrac{1 \text{ L A}}{\rho_A \text{ kg A}}} \\[2em] M_B = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{m_D \text{ kg B} \dfrac{1 \text{ L B}}{\rho_B \text{ kg B}}} \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \frac{M_A}{M_B} = \frac{\rho_A}{\rho_B}$$

Como $\rho_A < \rho_B$, se cumple, que $M_A < M_B$.

b) **Verdadero**. Si $m_A = m_B$:

$$\left.\begin{array}{l} m_A = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{m_d \text{ kg disolvente}} \\[2em] m_B = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{m_d \text{ kg disolvente}} \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad m_A = m_B$$

c) Falso. Si $x_A = x_B$:

$$\left.\begin{array}{l} x_A = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{n \text{ mol } CH_3OH + 10^3 \text{ g } H_2O \cdot \dfrac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O}} \\[2em] x_B = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{n \text{ mol } CH_3OH + 10^3 \text{ g } CCl_4 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } CCl_4}{154{,}0 \text{ g } CCl_4}} \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \frac{x_A}{x_B} = \frac{n + 6{,}5}{n + 55{,}5} < 1$$

Como se observa, la disolución cuyo disolvente tiene mayor masa molar (CCl_4) tiene mayor fracción molar.

d) Falso. Si % CH_3OH (A) ≠ % CH_3OH (B):

$$\left.\begin{aligned}\%\ \mathrm{A} &= \frac{m_{\mathrm{S}}\ \mathrm{g\ CH_3OH}}{m_{\mathrm{D}}\ \mathrm{g\ disolución}}\cdot 100\\ \%\ \mathrm{B} &= \frac{m_{\mathrm{S}}\ \mathrm{g\ CH_3OH}}{m_{\mathrm{D}}\ \mathrm{g\ disolución}}\cdot 100\end{aligned}\right\} \rightarrow \quad \frac{\%\ \mathrm{A}}{\%\ \mathrm{B}} = 1$$

Como se observa, % CH_3OH (A) = % CH_3OH (B).

La respuesta correcta es la **b**.

(En Asturias 2003 las propuestas son a) Todos; b) 2; c) 1 y 3; d) 2 y 4).

5.49. Si se disuelven 75,0 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, en 625 g de agua, la fracción molar del agua en la disolución es:
a) 0,120
b) 0,416
c) 0,011
d) 0,989
e) 1,00

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Córdoba 2010)

Aplicando el concepto de fracción molar:

$$x_{\mathrm{agua}} = \frac{625\ \mathrm{g\ H_2O}\cdot\frac{1\ \mathrm{mol\ H_2O}}{18{,}0\ \mathrm{g\ H_2O}}}{625\ \mathrm{g\ H_2O}\cdot\frac{1\ \mathrm{mol\ H_2O}}{18{,}0\ \mathrm{g\ H_2O}} + 75{,}0\ \mathrm{g\ C_6H_{12}O_6}\cdot\frac{1\ \mathrm{mol\ C_6H_{12}O_6}}{180{,}0\ \mathrm{g\ C_6H_{12}O_6}}} = 0{,}988$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.50. Las dimensiones de la tensión superficial son:
a) Presión por unidad de área.
b) Energía por unidad de área.
c) Fuerza por unidad de área.
d) Energía por volumen.
e) Fuerza x Presión por unidad de área

(O.Q.N. Barcelona 2001)

La tensión superficial, σ, se define como:

$$\sigma = \frac{F}{l}$$

Sus dimensiones son:

$$[\sigma] = \frac{\mathrm{MLT^{-2}}}{\mathrm{L}} = \mathrm{MT^{-2}}$$

Las dimensiones de las magnitudes propuestas son:

Magnitud	$\frac{p}{S} = \frac{F}{S^2}$	$\frac{E}{S} = \frac{F}{l}$	$\frac{F}{S}$	$\frac{E}{V} = \frac{F}{S}$	$\frac{F\,p}{S} = \frac{F^2}{S^2}$
Dimensiones	$\mathrm{ML^{-3}T^{-2}}$	$\mathrm{MT^{-2}}$	$\mathrm{ML^{-1}T^{-2}}$	$\mathrm{ML^{-1}T^{-2}}$	$\mathrm{M^2L^{-2}T^{-4}}$

La respuesta correcta es la **b**.

5.51. El etanol comercial se vende como un azeótropo que contiene 4,0 % en volumen de agua, por esta razón se le conoce como alcohol de 96° (96 % en volumen de etanol). Si la densidad de la mezcla es de 0,815 g cm^{-3} y la del agua es 1,000 g cm^{-3}, la fracción molar del agua en esta mezcla será:
a) 0,096
b) 0,117
c) 0,680
d) 0,753

(O.Q.L. Murcia 2001)

Tomando como base de cálculo 100 cm^3 de disolución, la masa de cada componente es:

$$100\ \text{cm}^3\ \text{disolución} \cdot \frac{0{,}815\ \text{g disolución}}{1\ \text{cm}^3\ \text{disolución}} = 81{,}5\ \text{g disolución}$$

$$100\ \text{cm}^3\ \text{disolución} \cdot \frac{4{,}0\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{O}}{100\ \text{cm}^3\ \text{disolución}} \cdot \frac{1{,}000\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{O}} = 4{,}0\ \text{g H}_2\text{O}$$

$$81{,}5\ \text{g disolución} - 4{,}0\ \text{g H}_2\text{O} = 77{,}5\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

Aplicando el concepto de fracción molar:

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{4{,}0\ \text{g H}_2\text{O} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}}{4{,}0\ \text{g H}_2\text{O} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} + 77{,}5\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46{,}0\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}}} = 0{,}12$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.52. Las disoluciones de sacarosa (azúcar común) se utilizan para la preparación de almíbar. En un laboratorio de una industria conservera se está probando un jarabe que contiene 17,1 g de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, y 100 cm^3 de agua. Si la densidad de la disolución, a 20 °C, es 1,10 g cm^{-3}, ¿cuál es su molaridad?
a) 0,469 M
b) 0,500 M
c) 4,69 M
d) 5,00 M

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

Suponiendo que la densidad del H_2O a 20 °C es 1,00 g cm^{-3}, entonces la masa empleada de la disolución es:

$$17{,}1\ \text{g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \cdot\ 100\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1{,}00\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{O}} = 117\ \text{g disolución}$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{17{,}1\ \text{g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{117\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{342{,}0\ \text{g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \cdot \frac{1{,}10\ \text{g disolución}}{1\ \text{cm}^3\ \text{disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}469\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.53. ¿Cuál es la molalidad de una disolución acuosa en la que la fracción molar de soluto es 0,10?
a) 0,010
b) 6,17
c) 0,610
d) 0,100

(O.Q.L. Asturias 2001) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2013)

Si la fracción molar de soluto es 0,10 quiere decir que la disolución contiene 0,10 mol de soluto por cada 0,90 mol de agua. Aplicando el concepto de molalidad:

$$\frac{0{,}10 \text{ mol soluto}}{0{,}90 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{18{,}0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ kg } H_2O}{10^3 \text{ g } H_2O}} = 6{,}2 \text{ mol kg}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.54. Se sabe que el consumo de 44 g de etanol produce una concentración promedio de alcohol en sangre de 0,08 g/100 mL sangre. Si el volumen total de sangre de un adulto es de 7,0 L, se propone como porcentaje de alcohol ingerido que se encuentra en la sangre:
a) 0,08 %
b) 1,3 %
c) 13 %
d) 100 · (44/46) = 96 %

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Suponiendo que la densidad de la sangre es 1 g mL^{-1}, el porcentaje de etanol en sangre es:

$$\frac{0{,}08 \text{ g etanol}}{100 \text{ mL sangre}} \cdot \frac{1 \text{ mL sangre}}{1 \text{ g sangre}} \cdot 100 = 0{,}08\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.55. Cuál de ellos variará al modificar la temperatura si se expresa la concentración de una disolución acuosa en:
a) Molaridad
b) Molalidad
c) Fracción molar
d) % en peso

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

La concentración de una disolución se puede expresar, generalmente, como:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{L disolución}} \qquad \text{Molalidad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg disolvente}}$$

$$\text{Fracción Molar} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles soluto} + \text{moles disolvente}} \qquad \%\ \text{peso} = \frac{\text{g soluto}}{\text{g disolución}} \cdot 100$$

La única de las anteriores que varía al modificar la temperatura es la molaridad, ya que el volumen es una variable de estado.

La respuesta correcta es la **a**.

5.56. ¿Cuál de los siguientes compuestos químicos se preferirá como anticongelante empleando igual masa del mismo para la misma cantidad de disolvente?

1) Etanol 2) $C_3H_8O_3$ (glicerina)
3) Glucosa 4) $C_2H_6O_2$ (etilenglicol)

a) Todos igual
b) Solo 2
c) Solo 1
d) Solo 3

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La variación en la temperatura de congelación, ΔT, de una disolución con un soluto no iónico y no volátil se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m$$

Como todas las disoluciones contienen idénticas masas de soluto y de disolvente, el mayor ΔT se consigue con la disolución que tenga mayor concentración molal, m:

$$m = \frac{x \text{ g soluto X}}{y \text{ kg } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{M \text{ g X}} = \frac{x}{y\, M}$$

Por lo tanto, la mayor concentración molal corresponde a la disolución que contenga el soluto con menor masa molar, M.

Soluto	Etanol (C_2H_6O)	Glicerina ($C_3H_8O_3$)	Glucosa ($C_6H_{12}O_6$)	Acetato de etilo ($C_2H_6O_2$)
M / g mol^{-1}	46,0	92,0	180,0	62,0

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1996).

5.57. Si una disolución acuosa tiene una temperatura de ebullición de 100,15 °C, ¿cuál será su temperatura de congelación suponiendo comportamiento ideal?
a) –0,54 °C
b) –0,15 °C
c) 0,15 °C
d) 0,54 °C
(Datos. Cte. crioscópica = 1,86; cte. ebulloscópica = 0,512; ambas en sus unidades respectivas)

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Las temperaturas de ebullición/congelación de una disolución que contiene un soluto no iónico y no volátil se calculan mediante la expresión:

$$\Delta T = k\, m$$

siendo k la constante ebulloscópica o crioscópica del agua y m la concentración molal de la disolución.

La temperatura de ebullición permite calcular la molalidad de la disolución:

$$m = \frac{0{,}512 \text{ °C kg mol}^{-1}}{(100{,}15 - 100) \text{ °C}} = 0{,}288 \text{ mol kg}^{-1}$$

La temperatura de congelación de la disolución es:

$$(0 - T_f)\text{°C} = (1{,}86 \text{ °C kg mol}^{-1}) \cdot (0{,}288 \text{ mol kg}^{-1}) \quad \rightarrow \quad T_f = -\,0{,}54 \text{ °C}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.58. ¿Cuántos moles de Na_2SO_4 deben añadirse a 500 mL de agua para obtener una disolución de concentración 2 molar de iones sodio? Suponga que el volumen de la disolución no cambia.
a) 0,5 mol
b) 1 mol
c) 2 mol
d) 4 mol
e) 5 mol

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Baleares 2009)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_2SO_4 es:

$$Na_2SO_4(s) \rightarrow 2\ Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{x \text{ mol } Na_2SO_4}{0,5 \text{ L disolución}} \cdot \frac{2 \text{ mol } Na^+}{1 \text{ mol } Na_2SO_4} = 2 \text{ M} \quad \rightarrow \quad x = 0,5 \text{ mol } Na_2SO_4$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.59. Se quiere preparar 2,00 L de disolución de ácido clorhídrico del 36,0 % en peso y $\rho = 1,18 \text{ g cm}^{-3}$, disolviendo cloruro de hidrógeno en agua. ¿Cuántos litros de dicho gas, medidos en condiciones normales, se necesitarán?
a) 521,40 L
b) 2 L
c) 1227,39 L
d) 164,3 L
(Dato. El cloruro de hidrógeno es un gas muy soluble en agua)

(O.Q.L. Murcia 2002)

La cantidad que se necesita de HCl para preparar la disolución es:

$$2,00 \text{ L HCl } 36,0\ \% \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 36,0\%}{1 \text{ L HCl } 36,0\ \%} \cdot \frac{1,18 \text{ g HCl } 36,0\%}{1 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 36,0\%} \cdot \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 36,0\%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 23,3 \text{ mol HCl}$$

Considerando que el volumen molar de un gas en condiciones normales es 22,4 L, el volumen de gas necesario para preparar la disolución es:

$$23,3 \text{ mol HCl} \cdot \frac{22,4 \text{ L HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 521 \text{ L HCl}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.60. Se forma una disolución adicionando 50 mL de agua a 150 mL de disolución 0,10 M de amoníaco. ¿Cuál es la concentración de la nueva disolución?
a) 0,10 M
b) 0,10 N
c) 0,085 M
d) 0,075 M

(O.Q.L. Asturias 2002)

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{150 \text{ mL } NH_3\ 0,10 \text{ M} \cdot \dfrac{0,10 \text{ mmol } NH_3}{1 \text{ mL } NH_3\ 0,10 \text{ M}}}{(50 + 150) \text{ mL disolución}} = 0,075 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.61. Una determinada masa de metanol produce mayor descenso del punto de congelación en una masa determinada de agua que la misma cantidad de alcohol etílico, debido a que el metanol:
a) Tiene menor masa molecular.
b) Es más soluble en agua.
c) Tiene mayor punto de ebullición.
d) Tiene menor punto de congelación.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

La variación en la temperatura de congelación, ΔT, de una disolución con un soluto no iónico y no volátil se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m$$

Como ambas las disoluciones contienen idénticas masas de soluto en una misma masa de disolvente, el mayor ΔT se consigue con la disolución que tenga mayor concentración molal, m:

$$m = \frac{x \text{ g soluto X}}{y \text{ kg } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{M \text{ g X}} = \frac{x}{y\, M}$$

Por lo tanto, la mayor concentración molal corresponde a la disolución que contenga el soluto con menor masa molar, M.

Soluto	Metanol (CH_4O)	Etanol (C_2H_6O)
M / g mol^{-1}	32,0	46,0

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1996 y Castilla-León 2001).

5.62. Aunque normalmente no se indica, ¿cuál es la unidad correcta para expresar las constantes crioscópicas y ebulloscópicas?
a) °C mol^{-1}
b) °C mol kg^{-1}
c) °C kg mol^{-1}
d) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Baleares 2002)

La variación en la temperatura de ebullición o congelación, ΔT, de una disolución con un soluto no iónico y no volátil se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m$$

La expresión de la constante k_f (para k_e es igual) y sus unidades son, respectivamente:

$$k_f = \frac{\Delta T}{m} \qquad \rightarrow \qquad k_f \rightarrow \frac{°C}{\text{mol kg}^{-1}} = °C \text{ kg mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.63. A 50 °C la presión de vapor del benceno es de 271 mmHg y la de la acetona es 603 mmHg. La presión de vapor de una mezcla de estas sustancias a la misma temperatura en la que la masa de benceno es el doble que la de acetona será:
a) 378 mmHg
b) 437 mmHg
c) 404 mmHg
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Baleares 2002)

La presión parcial que ejerce el vapor procedente de un líquido en una mezcla, se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p_i^o\, x_i \qquad \rightarrow \qquad \begin{cases} p_i = \text{presión parcial del componente i} \\ p_i^o = \text{presión de vapor del componente i puro} \\ x_i = \text{fracción molar del componente i en la fase líquida} \end{cases}$$

Suponiendo que se mezclan 20,0 g de C_6H_6 y 10,0 g de C_3H_6O, las presiones parciales respectivas son:

$$p_{C_6H_6} = 271\ \text{mmHg} \cdot \frac{20,0\ \text{g}\ C_6H_6 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_6}{78,0\ \text{g}\ C_6H_6}}{20,0\ \text{g}\ C_6H_6 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_6}{78,0\ \text{g}\ C_6H_6} + 10,0\ \text{g}\ C_3H_6O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_6O}{58,0\ \text{g}\ C_3H_6O}} = 162\ \text{mmHg}$$

$$p_{C_3H_6O} = 603\ \text{mmHg} \cdot \frac{10,0\ \text{g}\ C_3H_6O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_6O}{58,0\ \text{g}\ C_3H_6O}}{20,0\ \text{g}\ C_6H_6 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_6}{78,0\ \text{g}\ C_6H_6} + 10,0\ \text{g}\ C_3H_6O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_6O}{58,0\ \text{g}\ C_3H_6O}} = 242\ \text{mmHg}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es:

$$p_t = p_{C_6H_6} + p_{C_3H_6O} = (162 + 242)\ \text{mmHg} = 404\ \text{mmHg}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.64. La presión de vapor de una disolución de cloruro de sodio en agua, a una determinada temperatura es:
a) Igual a la presión de vapor del agua a dicha temperatura.
b) Menor que la presión de vapor del agua a esa temperatura.
c) Proporcional a la presión de vapor del cloruro de sodio a esa temperatura.
d) Proporcional al punto de fusión del cloruro de sodio.
e) Proporcional a la molalidad de la disolución.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión de vapor de una disolución se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p = p°\,(1 - x_s) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p° = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

Como se observa en la expresión anterior, siempre se cumple que, $p < p°$.

La respuesta correcta es la **b**.

5.65. En el laboratorio, a veces se utiliza un baño de agua hirviendo en lugar de una llama para calentar. ¿Cuál de las siguientes causas puede ser la ventaja de su utilización?
a) La capacidad calorífica relativamente baja del agua hará que el contenido se caliente más rápido.
b) La densidad relativamente alta del agua hará que el contenido se caliente más rápido.
c) El volumen de agua durante la ebullición permanece constante.
d) La temperatura del agua durante la ebullición permanece constante a 100 °C.
e) La presión de vapor del agua hirviendo es igual a cero.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La ventaja se debe a que como la ebullición del agua se realiza en un recipiente abierto (p = 1 atm) la temperatura del agua se mantiene constante a 100 °C.

La respuesta correcta es la **d**.

5.66. ¿Qué volumen de una disolución 0,200 M contiene 3,50 mol de soluto?
a) 17,5 mL
b) 17,5 L
c) 15,7 dm^3
d) 7,0 mL

(O.Q.L. Murcia 2003)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$3{,}50 \text{ mol soluto} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{0{,}200 \text{ mol soluto}} = 17{,}5 \text{ L disolución}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.67. Se desea preparar una disolución en la que la concentración del ion NO_3^- sea 0,25 M y se dispone de 500 mL de una disolución de KNO_3 0,20 M. ¿Qué volumen de disolución de $Ca(NO_3)_2$ 0,30 M habría que añadir?
a) 250 mL
b) 35,70 mL
c) 71,40 mL
d) 142,80 mL

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2014)

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del KNO_3 es:

$$KNO_3(s) \rightarrow K^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

La cantidad de NO_3^- contenido en la disolución 0,20 M es:

$$500 \text{ mL } KNO_3 \text{ 0,20 M} \cdot \frac{0{,}20 \text{ mmol } KNO_3}{1 \text{ mL } KNO_3 \text{ 0,20 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } NO_3^-}{1 \text{ mmol } KNO_3} = 100 \text{ mmol } NO_3^-$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $Ca(NO_3)_2$ es:

$$Ca(NO_3)_2(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\,NO_3^-(aq)$$

La cantidad de NO_3^- contenido en V L de disolución 0,30 M es:

$$V \text{ mL } Ca(NO_3)_2 \text{ 0,30 M} \cdot \frac{0{,}30 \text{ mmol } Ca(NO_3)_2}{1 \text{ mL } Ca(NO_3)_2 \text{ 0,30 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol } NO_3^-}{1 \text{ mmol } Ca(NO_3)_2} = 0{,}60\,V \text{ mmol } NO_3^-$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(100 + 0{,}60\,V) \text{ mmol } NO_3^-}{(500 + V) \text{ mL disolución}} = 0{,}25 \text{ M} \qquad \rightarrow \qquad V = 71 \text{ mL}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.68. Se dispone de una disolución acuosa de hidróxido de sodio al 20 % en masa. La fracción molar de soluto es:
a) 0,10
b) 0,20
c) 0,18
d) 1,43

(O.Q.L. Murcia 2003)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución y aplicando el concepto de fracción molar:

$$x_{NaOH} = \frac{20 \text{ g NaOH} \cdot \dfrac{1 \text{ mol NaOH}}{40{,}0 \text{ g NaOH}}}{20 \text{ g NaOH} \cdot \dfrac{1 \text{ mol NaOH}}{40{,}0 \text{ g NaOH}} + 80 \text{ g } H_2O \cdot \dfrac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O}} = 0{,}10$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.69. Si hacen falta 18,5 mol de tetracloroetileno, C_2Cl_4, de densidad 1,63 g cm^{-3}, ¿qué volumen de este líquido será necesario tomar?
a) 30,22 mL
b) 11,33 mL
c) 5,01 L
d) 1,88 L

(O.Q.L. Murcia 2003)

Relacionando masa y densidad:

$$18{,}5 \text{ mol } C_2Cl_4 \cdot \frac{166{,}0 \text{ g } C_2Cl_4}{1 \text{ mol } C_2Cl_4} \cdot \frac{1 \text{ mL } C_2Cl_4}{1{,}63 \text{ g } C_2Cl_4} \cdot \frac{1 \text{ L } C_2Cl_4}{10^3 \text{ mL } C_2Cl_4} = 1{,}88 \text{ L } C_2Cl_4$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.70. Cuando una disolución acuosa se hace muy diluida, ¿cuál de las siguientes proposiciones es falsa?
a) La molalidad es proporcional a la fracción molar.
b) La molalidad es prácticamente igual a la molaridad.
c) La molaridad es mayor que la molalidad.
d) La densidad tiende a uno.

(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Sevilla 2017)

a) Verdadero. Teniendo en cuenta que:

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{L disolución}} \qquad \text{Fracción Molar} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles soluto} + \text{moles disolvente}}$$

Como el numerador de ambas expresiones es el mismo, si aumenta la molalidad debe aumentar la fracción molar.

b-d) Verdadero. Teniendo en cuenta que:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{L disolución}} \qquad \text{Molalidad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg disolvente}}$$

Si la disolución es muy diluida quiere decir que contiene poco soluto y mucho disolvente por lo que su densidad es ligeramente mayor que la del agua ($\approx$ 1 kg L^{-1}).

c) **Falso**. El número de litros de disolución siempre es mayor que el número de kg de disolvente.

La respuesta correcta es la **c**.

5.71. ¿Qué volumen de una disolución concentrada 8,00 M de HCl hay que utilizar para preparar 3,00 L de una disolución de 2,00 M de HCl?
a) 750 mL
b) 1.333,3 mL
c) 2.250 mL
d) 1.666,6 mL

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Murcia 2013) (O.Q.L. Galicia 2013)

La cantidad necesaria de HCl para preparar la disolución diluida (2,00 M) es:

$$3{,}00 \text{ L HCl } 2{,}00 \text{ M} \cdot \frac{2{,}00 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 2{,}00 \text{ M}} = 2{,}00 \text{ mol HCl}$$

Relacionado la cantidad de HCl con la disolución concentrada (8,00 M):

$$6{,}00\ \text{mol HCl} \cdot \frac{1\ \text{L HCl 8,00 M}}{8{,}00\ \text{mol HCl}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL HCl 8,00 M}}{1\ \text{L HCl 8,00 M}} = 750\ \text{mL HCl 8,00 M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.72. El punto de fusión de una disolución acuosa de $KHSO_4$ 0,050 m es –0,19 °C. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor lo que sucede al disolverse $KHSO_4$(s) en agua?
a) $KHSO_4(s) \rightarrow KHSO_4(aq)$
b) $KHSO_4(s) \rightarrow HSO_4^-(aq) + K^+(aq)$
c) $KHSO_4(s) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + K^+(aq) + H^+(aq)$
d) $KHSO_4(s) \rightarrow SO_3^{2-}(aq) + K^+(aq) + OH^-(aq)$
e) $KHSO_4(s) \rightarrow KSO_3^-(aq) + OH^-(aq)$
(Dato. k_f (agua) = 1,86 °C kg mol^{-1})

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La temperatura de fusión de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\,(n-1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Como el $KHSO_4$ es un compuesto que se encuentra totalmente ionizado, ($\alpha \approx 1$), el valor de n proporcionará la ecuación de disociación iónica correcta.

$$0 - (-0{,}19)\ °\text{C} = (1{,}86\ °\text{C kg mol}^{-1}) \cdot (0{,}050\ \text{mol kg}^{-1}) \cdot [1 + 1(n-1)] \quad \rightarrow \quad n = 2$$

La ecuación que representa el proceso en el que se forman 2 iones es:

$$KHSO_4(s) \rightarrow HSO_4^-(aq) + K^+(aq)$$

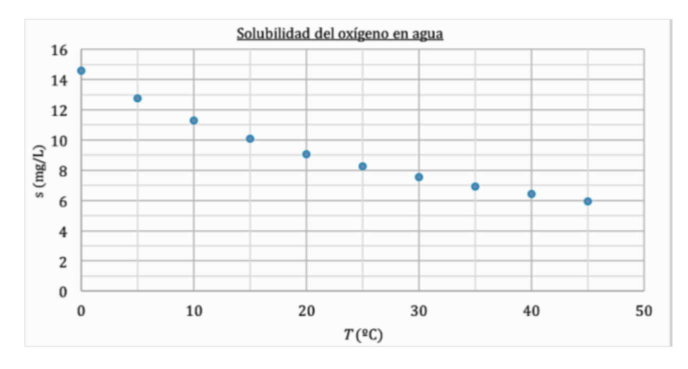
Hay que descartar la ecuación del apartado e) ya que el $KHSO_4$ es una sal ácida y en la disociación propuesta se forman iones OH^- con lo que medio sería básico.

La respuesta correcta es la **b**.

5.73. A la presión atmosférica, la solubilidad del oxígeno en agua a 25 °C es 8,32 mg L^{-1}. La solubilidad a 50 °C y misma presión será:
a) La misma.
b) Podría valer 7 mg L^{-1}.
c) Mayor de 8,32 mg L^{-1} pero menor de 16,64 mg L^{-1}.
d) Alrededor de 16,64 mg L^{-1}.

(O.Q.L. Murcia 2004)

La solubilidad de un gas en agua desciende al aumentar la temperatura. La siguiente gráfica muestra la curva de solubilidad del O_2 en función de la temperatura:



Como se puede observar en la misma, la solubilidad a 50 °C debe es menor que a 25 °C, pero será menor de 7 mg/L.

La respuesta correcta es la **b**.

5.74. Si se mezcla cierto volumen V de disolución 2,5 M de cloruro de sodio con el doble de volumen de la misma disolución, la disolución de cloruro de sodio resultante será:
a) 7,5 M
b) 5 M
c) 2,5 M
d) Es necesario especificar los volúmenes.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2012)

Teniendo en cuenta que se mezclan dos porciones diferentes de una misma disolución la concentración molar de la disolución resultante es la misma que las disoluciones mezcladas.

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en 2012 se mezclan volúmenes iguales).

5.75. En un volumen de 20 cm^3 de una disolución de NaOH 2,0 M hay:
a) 1,6 g de NaOH
b) 0,04 g de NaOH
c) 0,08 g de NaOH
d) 3,2 g de NaOH

(O.Q.L. Madrid 2004)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$20\ \text{cm}^3\ \text{NaOH 2 M}\cdot\frac{1\ \text{L NaOH 2,0 M}}{10^3\ \text{cm}^3\ \text{NaOH 2,0 M}}\cdot\frac{2\text{,0 mol NaOH}}{1\ \text{L NaOH 2,0 M}}\cdot\frac{40\text{,0 g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}}=1\text{,6 g NaOH}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.76. Solo una de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) La presión de vapor del disolvente en una disolución es igual a la del disolvente puro.
b) Un líquido hierve cuando su presión de vapor es igual a la presión atmosférica.
c) El descenso crioscópico es proporcional a la molalidad.
d) El ascenso ebulloscópico es proporcional a la molalidad.

(O.Q.L. Baleares 2004)

a) **Falso**. De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión de vapor de una disolución se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p=p°\,(1-x_s)\quad\rightarrow\quad\begin{cases}p=\text{presión de vapor de la disolución}\\ p°=\text{presión de vapor del disolvente}\\ x_s=\text{fracción molar del soluto}\end{cases}$$

b) Verdadero. Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión atmosférica.

c-d) Verdadero. La variación en la temperatura de congelación de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T=k_f\,m\,[1+\alpha\,(n-1)]\quad\rightarrow\quad\begin{cases}k_f=\text{constante crioscópica}\\ m=\text{concentración molal}\\ \alpha=\text{grado de disociación iónica}\\ n=\text{número de iones}\end{cases}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.77. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre el estado coloidal es falsa?
a) El tamaño de las partículas coloidales es intermedio entre las disoluciones verdaderas y las suspensiones.
b) El soluto de un coloide puede ser un sólido, un líquido o un gas.
c) El soluto de un coloide normalmente sedimenta con el tiempo.
d) Los coloides producen el denominado "efecto Tyndall".

(O.Q.L. Baleares 2004)

a) Verdadero. Las partículas coloidales tienen un tamaño intermedio entre las disoluciones verdaderas y las suspensiones.

b) Verdadero. En un coloide el soluto puede tener cualquier estado de agregación.

c) **Falso**. Las partículas de soluto del coloide se mantienen unidas mediante fuerzas intermoleculares que solo se rompen mediante calentamiento con lo que dichas partículas sedimentan.

d) Verdadero. Los coloides producen el "efecto Tyndall" que consiste en la dispersión de la luz por las partículas coloidales que se hacen visibles como puntos brillantes sobre un fondo oscuro.

La respuesta correcta es la **c**.

5.78. Se dispone de un ácido sulfúrico del 93,0 % y densidad 1,90 g cm^{-3} y se desea preparar 0,400 L disolución de concentración 1,00 M. ¿Qué cantidad del ácido sulfúrico se necesita?
a) 22,2 cm^3
b) 39,2 cm^3
c) 55,5 cm^3
d) 111 cm^3

(O.Q.L. Baleares 2004)

La masa de H_2SO_4 que se necesita para preparar la disolución es:

$$0{,}400\ \text{L}\ H_2SO_4\ 1{,}00\ \text{M}\cdot\frac{1{,}00\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 1{,}00\ \text{M}}\cdot\frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}=39{,}2\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de una disolución de riqueza 93,0 % y densidad 1,90 g cm^{-3}, el volumen necesario es:

$$39{,}2\ \text{g}\ H_2SO_4\cdot\frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%}{93\ \text{g}\ H_2SO_4}\cdot\frac{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%}{1{,}90\ \text{g}\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%}=22{,}2\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.79. ¿Cuáles son las concentraciones de los iones aluminio y sulfato en una disolución de sulfato de aluminio 0,0165 M?
a) 0,0330 M y 0,0495 M respectivamente.
b) 0,0365 M y 0,0409 M respectivamente.
c) 0,0495 M y 0,0330 M respectivamente.
d) 0,0550 M y 0,0335 M respectivamente.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $Al_2(SO_4)_3$ es:

$$Al_2(SO_4)_3(s)\rightarrow 2\ Al^{3+}(aq)+3\ SO_4^{2-}(aq)$$

Las concentraciones iónicas en disolución son:

$$\frac{0{,}0165\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3}{1\ \text{L disolución}}\cdot\frac{2\ \text{mol}\ Al^{3+}}{1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3}=0{,}0330\ \text{M}$$

$$\frac{0{,}0165 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{3 \text{ mol } SO_4^{2-}}{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3} = 0{,}0495 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.80. Calcule la molaridad de un ácido sulfúrico comercial al 98,0 % en peso y densidad 1,84 g mL^{-1}.
a) 15,8 M
b) 20,9 M
c) 13,8 M
d) 18,3 M

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2006)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{98{,}0 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98{,}1 \text{ g } H_2SO_4} \cdot \frac{1{,}84 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 18{,}4 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.81. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico del 34,5 % de riqueza en masa tiene una densidad de 1,26 g mL^{-1}. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico se necesitan para obtener 3,22 L de esta disolución?
a) $1{,}20 \cdot 10^5$
b) 822
c) 135
d) $1{,}4 \cdot 10^3$
e) $1{,}4 \cdot 10^5$

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

La masa de disolución a preparar es:

$$3{,}22 \text{ L } H_2SO_4 \text{ } 34{,}5\text{ \%} \cdot \frac{10^3 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ } 34{,}5\%}{1 \text{ L } H_2SO_4 \text{ } 34{,}5\text{ \%}} \cdot \frac{1{,}26 \text{ g } H_2SO_4 \text{ } 34{,}5\%}{1 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ } 34{,}5\%} = 4{,}06 \cdot 10^3 \text{ g } H_2SO_4 \text{ } 34{,}5\%$$

La masa de H_2SO_4 que contiene la disolución es:

$$4{,}06 \cdot 10^3 \text{ g } H_2SO_4 \text{ } 34{,}5\text{ \%} \cdot \frac{34{,}5 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g } H_2SO_4 \text{ } 34{,}5\text{ \%}} = 1{,}40 \cdot 10^3 \text{ g } H_2SO_4$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.82. Una disolución de anticongelante consiste en una mezcla de 39 % de etanol y 61 % de agua, en volumen, y tiene una densidad de 0,937 g mL^{-1}. ¿Cuál es el volumen de etanol, expresado en litros, presente en 1,0 kg de anticongelante?
a) 0,37 L
b) 0,94 L
c) 0,65 L
d) 0,42 L
e) 0,39 L

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Baleares 2011) (O.Q.L. Baleares 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Cambiando las unidades de la densidad:

$$0{,}937 \frac{\text{g mezcla}}{\text{mL mezcla}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL mezcla}}{1 \text{ L mezcla}} \cdot \frac{1 \text{ kg mezcla}}{10^3 \text{ g mezcla}} = 0{,}937 \text{ kg } L^{-1}$$

Considerando que el anticongelante contiene 39 % en volumen de etanol:

$$1{,}0 \text{ kg mezcla} \cdot \frac{1 \text{ L mezcla}}{0{,}937 \text{ kg mezcla}} \cdot \frac{39 \text{ L etanol}}{100 \text{ L mezcla}} = 0{,}42 \text{ L etanol}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En Baleares 2013 se cambia la composición del anticongelante).

5.83. ¿Qué masa de $MgCl_2$, expresada en gramos, debe añadirse a 250 mL de una disolución 0,25 M de $MgCl_2$ para obtener una nueva disolución 0,40 M?
a) 9,5 g
b) 6,0 g
c) 2,2 g
d) 3,6 g
e) 19 g

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Baleares 2011)

La masa de $MgCl_2$ que contiene la disolución original:

$$250 \text{ mL } MgCl_2 \ 0{,}25 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L } MgCl_2 \ 0{,}25 \text{ M}}{10^3 \text{ mL } MgCl_2 \ 0{,}25 \text{ M}} \cdot \frac{0{,}25 \text{ mol } MgCl_2}{1 \text{ L } MgCl_2 \ 0{,}25 \text{ M}} \cdot \frac{95{,}3 \text{ g } MgCl_2}{1 \text{ mol } MgCl_2} = 6{,}0 \text{ g } MgCl_2$$

Suponiendo que la adición de más soluto no afecta al volumen de disolución, la masa de $MgCl_2$ que contiene la disolución final es:

$$250 \text{ mL } MgCl_2 \ 0{,}40 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L } MgCl_2 \ 0{,}40 \text{ M}}{10^3 \text{ mL } MgCl_2 \ 0{,}40 \text{ M}} \cdot \frac{0{,}40 \text{ mol } MgCl_2}{1 \text{ L } MgCl_2 \ 0{,}40 \text{ M}} \cdot \frac{95{,}3 \text{ g } MgCl_2}{1 \text{ mol } MgCl_2} = 9{,}5 \text{ g } MgCl_2$$

La masa de soluto añadida es:

$$9{,}5 \text{ g } MgCl_2 \text{ (final)} - 6{,}0 \text{ g } MgCl_2 \text{ (inicial)} = 3{,}5 \text{ g } MgCl_2 \text{ (añadido)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.84. Si el agua del mar se congela, ¿cuál es la composición del iceberg?
a) Agua pura.
b) Sal pura.
c) Agua y sal disuelta en muy pequeña proporción.
d) Agua y sal disuelta en una proporción muy elevada.
e) Agua y sal disuelta con la misma concentración que en el agua del mar.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Madrid 2011)

Teniendo en cuenta que el iceberg flota en el agua debe ser menos denso que esta, por lo tanto, no debe contener sal en disolución, es agua pura.

La respuesta correcta es la **a**.

5.85. Uno de los siguientes conceptos no es cierto:
a) Una disolución es diluida si contiene poco soluto y le falta mucho para llegar a la saturación.
b) A una temperatura dada, si una disolución no admite más sustancia se dice que está saturada.
c) Un ejemplo de disolución de gas en gas es el hidrógeno disuelto en paladio.
d) El agua y el alcohol se disuelven bien el uno en el otro.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

a) Verdadero. La disolución es diluida si contiene poco soluto y, si además este es muy soluble, será insaturada porque todavía no se ha alcanzado el límite de solubilidad a esa temperatura.

b) Verdadero. La disolución está saturada ya que se ha alcanzado el límite de solubilidad a esa temperatura.

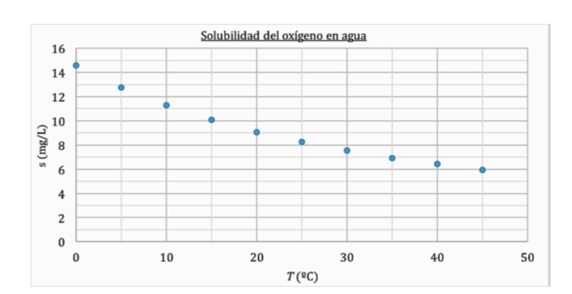
c) **Falso**. La disolución de hidrógeno en paladio es un ejemplo de disolución gas-sólido.

d) Verdadero. Alcohol (se supone etanol) y agua son son miscibles debido a la formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de ambas sustancias.

La respuesta correcta es la **c**.

5.86. Uno de los factores de contaminación de los ríos es el factor térmico. Algunas industrias arrojan residuos a temperaturas muy elevadas, lo que puede tener como consecuencia por ejemplo la muerte de muchos peces por asfixia. La razón debe ser que:
a) El oxígeno disminuye su solubilidad al aumentar la temperatura de una disolución.
b) El oxígeno aumenta su solubilidad al aumentar la temperatura de una disolución.
c) Un aumento de temperatura produce un aumento de acidez del medio.
d) A los peces les cuesta más trabajo nadar en agua caliente.
e) El aumento de temperatura produce la oxidación de los contaminantes y los hace más tóxicos.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. País Vasco 2009)



De acuerdo con la gráfica, la solubilidad de un gas en agua disminuye al aumentar la temperatura. Por ese motivo el agua caliente lleva menos oxígeno disuelto lo que provoca la muerte de los peces.

La respuesta correcta es la **a**.

5.87. Si se diluye un litro de HCl del 37,0 % en masa y densidad 1,19 g mL^{-1} hasta obtener un ácido del 25,0 %, ¿qué masa de agua debe añadirse?
a) 660 g
b) 120 g
c) 570 g
d) 300 g

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

La masa de disolución de HCl concentrada (37,0 %) a diluir es:

$$1 \text{ L HCl } 37,0\ \% \cdot \frac{10^3 \text{ mL HCl } 37,0\ \%}{1 \text{ L HCl } 37,0\ \%} \cdot \frac{1,19 \text{ g HCl } 37,0\ \%}{1 \text{ mL HCl } 37,0\ \%} = 1,19 \cdot 10^3 \text{ g HCl } 37,0\ \%$$

La masa de HCl que contiene esa disolución es:

$$1,19 \cdot 10^3 \text{ g HCl } 37\ \% \cdot \frac{37,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 37,0\ \%} = 440 \text{ g HCl}$$

La masa de disolución de HCl al 25,0 % que puede prepararse con esa cantidad de soluto es:

$$440 \text{ g HCl} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 25,0\ \%}{25,0 \text{ g HCl}} = 1,76 \cdot 10^3 \text{ g HCl } 25,0\ \%$$

La masa de H_2O a añadir a la disolución concentrada es

$$1,76 \cdot 10^3 \text{ g HCl } 25,0\ \% - 1,19 \cdot 10^3 \text{ g HCl } 37\ \% = 570 \text{ g } H_2O$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.88. Para preparar una disolución 1 M de un compuesto sólido muy soluble en agua, ¿qué sería necesario hacer?
a) Añadir un litro de agua a un mol de compuesto.
b) Añadir un mol de compuesto a un kg de agua.
c) Añadir agua a un mol de compuesto hasta completar un kg de disolución.
d) Disolver un mol de compuesto en suficiente cantidad de agua y completar hasta 1 L de disolución.

(O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2012)

a) Falso. Ya que el volumen de la disolución excedería de 1 L y la molaridad sería menor que 1.

b) Falso. Ya que de esa forma se tendría una disolución cuya concentración es 1 molal.

c) Falso. Un mol por kg de disolución no corresponde a ningún a forma habitual de concentración de una disolución.

d) **Verdadero**. Ya que ese es el procedimiento adecuado para preparar 1 L de disolución 1 M.

La respuesta correcta es la **d**.

5.89. Determine la molaridad de una disolución preparada con 2,5 g de $CaCl_2$ y la cantidad necesaria de agua para obtener 0,500 L de disolución.
a) $1,3 \cdot 10^{-3}$ M
b) 0,045 M
c) 0,090 M
d) 5,0 M
e) 0,15 M

(O.Q.L. Extremadura 2005)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{2,5 \text{ g } CaCl_2}{0,500 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CaCl_2}{111,1 \text{ g } CaCl_2} = 0,045 \text{ M}$$

Sin la densidad de la disolución no se puede determinar el agua que contiene.

La respuesta correcta es la **b**.

5.90. Se prepara una disolución ideal mezclando 20,5 g de benceno, C_6H_6, y 45,5 g de tolueno, C_7H_8, a 25 °C. Sabiendo que las presiones de vapor del benceno y tolueno en estado puro a esta temperatura son 95,1 mmHg y 28,4 mmHg, respectivamente, las presiones parciales del benceno y tolueno en esta disolución son, respectivamente:
a) 95,1 y 28,4 mmHg
b) 12,5 y 18,5 mmHg
c) 85,5 y 15,5 mmHg
d) 25,0 y 12,6 mmHg
e) 33,0 y 18,5 mmHg

(O.Q.N. Vigo 2006)

De acuerdo con la ley de Raoult (1882), la presión de vapor del disolvente, suponiendo que se trata de una mezcla binaria, se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p = p° \, (1 - x_s) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p° = \text{presión de vapor del disolvente puro} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto no volátil} \end{cases}$$

Los valores de las presiones de vapor de ambas sustancias son, respectivamente:

$$p_{C_6H_6} = 95{,}1\ \text{mmHg} \cdot \frac{20{,}5\ \text{g}\ C_6H_6 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ C_6H_6}{78{,}0\ \text{g}\ C_6H_6}}{20{,}5\ \text{g}\ C_6H_6 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ C_6H_6}{78{,}0\ \text{g}\ C_6H_6} + 45{,}5\ \text{g}\ C_7H_8 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ C_7H_8}{92{,}0\ \text{g}\ C_7H_8}} = 33{,}0\ \text{mmHg}$$

$$p_{C_7H_8} = 28{,}4\ \text{mmHg} \cdot \frac{45{,}5\ \text{g}\ C_7H_8 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ C_7H_8}{92{,}0\ \text{g}\ C_7H_8}}{20{,}5\ \text{g}\ C_6H_6 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ C_6H_6}{78{,}0\ \text{g}\ C_6H_6} + 45{,}5\ \text{g}\ C_7H_8 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ C_7H_8}{92{,}0\ \text{g}\ C_7H_8}} = 18{,}5\ \text{mmHg}$$

La respuesta correcta es la **e**.

5.91. Una disolución acuosa tiene 6,00 % en masa de metanol y su densidad es de 0,988 g mL^{-1}. La concentración molar de metanol en esta disolución es:
a) 0,189 M
b) 1,05 M
c) 0,05 M
d) 0,85 M
e) 1,85 M

(O.Q.N. Vigo 2006)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{6{,}00\ \text{g}\ CH_3OH}{100\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3OH}{32{,}0\ \text{g}\ CH_3OH} \cdot \frac{0{,}988\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 1{,}85\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **e**.

5.92. Una disolución acuosa de cloruro de sodio empieza a congelar a –1,5 °C. Calcule la concentración de la sal en esta disolución, expresada en porcentaje en masa.
a) 3,9 %
b) 4,0 %
c) 4,5 %
d) 4,7 %
e) 4,8 %
(Dato. k_f (H_2O) = 1,86 °C kg mol^{-1})

(O.Q.N. Vigo 2006)

La temperatura de congelación de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\, (n - 1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Como el NaCl es un compuesto que se encuentra totalmente ionizado, ($\alpha \approx 1$) de acuerdo con la ecuación:

$$\text{NaCl (aq)} \rightarrow \text{Na}^+\text{(aq)} + \text{Cl}^-\text{(aq)} \qquad \longrightarrow \qquad n = 2$$

La concentración molal de la disolución es:

$$m = \frac{0 - (-1{,}5)\ °\text{C}}{(1{,}86\ °\text{C kg mol}^{-1}) \cdot [1 + 1\ (2 - 1)]} = 0{,}40\ \text{mol kg}^{-1}$$

Cambiando las unidades de la concentración:

$$\frac{0{,}40\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{kg}\ H_2O} \cdot \frac{58{,}5\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol NaCl}} \cdot \frac{1\ \text{kg}\ H_2O}{10^3\ \text{g}\ H_2O} = \frac{23\ \text{g NaCl}}{1\,000\ \text{g}\ H_2O}$$

Aplicando el concepto de porcentaje en masa:

$$\frac{23\ \text{g NaCl}}{23\ \text{g NaCl} + 1\,000\ \text{g } H_2O} \cdot 100 = 2{,}2\ \%\ \text{NaCl}$$

No coincide ninguna de las respuestas, ya que no han tenido en cuenta que se trata de un soluto iónico que en disolución acuosa se encuentra disociado en dos iones ($n = 2$).

5.93. Un vinagre tiene 5,05 % en masa de ácido acético, CH_3COOH, y su densidad es 1,05 g mL^{-1}. ¿Cuántos gramos de ácido hay en una botella de vinagre de un litro?
a) 0,100 g
b) 0,050 g
c) 50,5 g
d) 208 g
e) 53,0 g

(O.Q.N. Vigo 2006)

Aplicando el concepto de porcentaje en masa:

$$1{,}00\ \text{L vinagre} \cdot \frac{10^3\ \text{mL vinagre}}{1\ \text{L vinagre}} \cdot \frac{1{,}05\ \text{g vinagre}}{1\ \text{mL vinagre}} \cdot \frac{5{,}05\ \text{g } CH_3COOH}{100\ \text{g vinagre}} = 53{,}0\ \text{g } CH_3COOH$$

La respuesta correcta es la **e**.

5.94. De una disolución 0,30 M de sulfato de amonio se toman 100 mL y se diluyen hasta un volumen de 500 mL. La concentración de iones amonio de la nueva disolución será:
a) 0,6 M
b) 0,06 M
c) 0,12 M
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2006)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $(NH_4)_2SO_4$ es:

$$(NH_4)_2SO_4(s) \rightarrow 2\ NH_4^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La cantidad de NH_4^+ contenido en la disolución es:

$$100\ \text{mL } (NH_4)_2SO_4\ 0{,}30\ \text{M} \cdot \frac{0{,}30\ \text{mmol } (NH_4)_2SO_4}{1\ \text{mL } (NH_4)_2SO_4\ 0{,}3\ \text{M}} \cdot \frac{2\ \text{mmol } NH_4^+}{1\ \text{mmol } (NH_4)_2SO_4} = 60\ \text{mmol } NH_4^+$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{60\ \text{mmol } NH_4^+}{500\ \text{mL disolución}} = 0{,}12\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.95. Si se dispone de 100 mL de disolución 0,2 M de sulfato de amonio se puede asegurar que hay:
a) 0,02 mol de iones amonio.
b) 0,2 mol de iones sulfato.
c) 0,06 mol de iones (sulfato + amonio).
d) 0,4 mol de amonio.

(O.Q.L. Murcia 2006)

La cantidad de soluto contenido en la disolución es:

$$100\ \text{mL}\ (NH_4)_2SO_4\ 0{,}2\ \text{M} \cdot \frac{1\ \text{L}\ (NH_4)_2SO_4\ 0{,}2\ \text{M}}{10^3\ \text{mL}\ (NH_4)_2SO_4\ 0{,}2\ \text{M}} \cdot \frac{0{,}2\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4}{1\ \text{L}\ (NH_4)_2SO_4\ 0{,}2\ \text{M}} = 0{,}02\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4$$

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $(NH_4)_2SO_4$ es:

$$(NH_4)_2SO_4(s) \rightarrow 2\ NH_4^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La cantidad de iones que contiene la disolución es:

$$0{,}02\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4 \cdot \frac{3\ \text{mol iones}}{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4} = 0{,}06\ \text{mol iones}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.96. ¿Cuál es la concentración de iones K^+ en una disolución formada al mezclar de 50,0 mL de K_2CrO_4 0,100 M con 50,0 mL de $K_2Cr_2O_7$ 0,500 M?
a) 0,350 M
b) 0,700 M
c) 0,600 M
d) 0,300 M

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Córdoba 2010)

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2CrO_4 es:

$$K_2CrO_4(aq) \rightarrow 2\ K^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$$

La cantidad de K^+ contenido en la disolución es:

$$50{,}0\ \text{mL}\ K_2CrO_4\ 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol}\ K_2CrO_4}{1\ \text{mL}\ K_2CrO_4\ 0{,}100\ \text{M}} \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ K^+}{1\ \text{mmol}\ K_2CrO_4} = 10{,}0\ \text{mmol}\ K^+$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $K_2Cr_2O_7$ es:

$$K_2Cr_2O_7(aq) \rightarrow 2\ K^+(aq) + Cr_2O_7^{2-}(aq)$$

La cantidad de K^+ contenido en la disolución es:

$$50{,}0\ \text{mL}\ K_2Cr_2O_7\ 0{,}500\ \text{M} \cdot \frac{0{,}500\ \text{mmol}\ K_2Cr_2O_7}{1\ \text{mL}\ K_2Cr_2O_7\ 0{,}500\ \text{M}} \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ K^+}{1\ \text{mmol}\ K_2Cr_2O_7} = 50{,}0\ \text{mmol}\ K^+$$

Considerando volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(10{,}0 + 50{,}0)\ \text{mmol}\ K^+}{(50{,}0 + 50{,}0)\ \text{mL disolución}} = 0{,}600\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.97. El volumen de NaOH 0,0250 M que se puede obtener a partir de 200 mL de una disolución 0,100 M de la misma base es:
a) 100 mL
b) 50 mL
c) 800 mL
d) 400 mL

(O.Q.L. Madrid 2006)

La cantidad de NaOH contenido en la disolución es:

$$200\ \text{mL NaOH}\ 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH}\ 0{,}100\ \text{M}} = 20{,}0\ \text{mmol NaOH}$$

El volumen de disolución diluida que se puede obtener a partir de esa cantidad de NaOH es:

$$20{,}0 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH } 0{,}0250 \text{ M}}{0{,}0250 \text{ mmol NaOH}} = 800 \text{ mL NaOH } 0{,}0250 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.98. Se tienen 100 mL de una disolución de 0,5 M de ácido nítrico y se diluyen hasta 1 L. ¿Cuál será la concentración de la nueva disolución?
a) 5 M
b) 1 M
c) 0,05 M
d) 0,005 M

(O.Q.L. Baleares 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

La cantidad de HNO_3 contenido en la disolución original es:

$$100 \text{ mL } HNO_3 \; 0{,}5 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L } HNO_3 \; 0{,}5 \text{ M}}{10^3 \text{ mL } HNO_3 \; 0{,}5 \text{ M}} \cdot \frac{0{,}5 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ L } HNO_3 \; 0{,}5 \text{ M}} = 0{,}05 \text{ mol } HNO_3$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{0{,}05 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ L disolución}} = 0{,}05 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.99. ¿Cuál es la molaridad de una disolución que resulta al mezclar 400 mL de nitrato de sodio 2,50 M con 240 cm^3 de una disolución de nitrato de sodio 3,00 M y añadiendo finalmente 800 cm^3 de agua?
a) 1,72
b) 1,80
c) 0,84
d) 1,19

(O.Q.L. Asturias 2006)

La cantidad de $NaNO_3$ contenido en cada disolución es, respectivamente:

$$400 \text{ mL } NaNO_3 \; 2{,}50 \text{ M} \cdot \frac{2{,}50 \text{ mmol } NaNO_3}{1 \text{ mL } NaNO_3 \; 2{,}50 \text{ M}} = 1{,}00 \cdot 10^3 \text{ mmol } NaNO_3$$

$$240 \text{ cm}^3 \; NaNO_3 \; 3{,}00 \text{ M} \cdot \frac{3{,}00 \text{ mmol } NaNO_3}{1 \text{ cm}^3 \; NaNO_3 \; 3{,}00 \text{ M}} = 720 \text{ mmol } NaNO_3$$

Considerando volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(1{,}00 \cdot 10^3 + 720) \text{ mmol } NaNO_3}{(400 + 240 + 800) \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = 1{,}19 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.100. ¿Cuál es la concentración de iones sulfato de una disolución de sulfato de aluminio 0,10 M?
a) 0,032 M
b) 0,10 M
c) 0,30 M
d) 0,60 M

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $Al_2(SO_4)_3$ es:

$$Al_2(SO_4)_3(s) \rightarrow 2\ Al^{3+}(aq) + 3\ SO_4^{2-}(aq)$$

La concentración de iones sulfato en la disolución es:

$$\frac{0{,}10\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ SO_4^{2-}}{1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3} = 0{,}30\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.101. Se deja una disolución de KCl en un frasco, en el que, por estar mal cerrado, al cabo de unas semanas se produce un precipitado. La disolución que hay sobre el precipitado es:
a) Diluida
b) Saturada
c) Sobresaturada
d) Insaturada

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

Al estar el frasco mal cerrado se produce la evaporación de agua y se forma un precipitado en fondo. Esto se debe a que se alcanza el límite de saturación a determinada temperatura. Se dice que la disolución sobrenadante está saturada.

La respuesta correcta es la **b**.

5.102. ¿Cuál es la concentración de iones cloruro, Cl^-, en una disolución 0,3 M de $AlCl_3$?
a) 0,3 M
b) 0,1 M
c) 0,9 M
d) 0,6 M

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

La ecuación química correspondiente a la disolución del $AlCl_3$ es:

$$AlCl_3(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3\ Cl^-(aq)$$

La concentración iónica es:

$$\frac{0{,}3\ \text{mol}\ AlCl_3}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ Cl^-}{1\ \text{mol}\ AlCl_3} = 0{,}9\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2006 y otras).

5.103. Se mezclan 100 mL de una disolución de Na_2SO_4 4,0 M con 500 mL de otra disolución del mismo compuesto, 0,20 M. Para que la concentración de iones Na^+ en la disolución resultante sea 0,080 M, el volumen de agua que habrá que añadir es:
a) 5.650 mL
b) 14.350 mL
c) 9.600 mL
d) 10.000 mL
e) 11.900 mL

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_2SO_4 es:

$$Na_2SO_4(s) \rightarrow 2\ Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La cantidad de Na^+ contenido en cada disolución es, respectivamente:

$$100\ \text{mL Na}_2\text{SO}_4\ 4{,}0\ \text{M}\cdot\frac{4{,}0\ \text{mmol Na}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mL Na}_2\text{SO}_4\ 4{,}0\ \text{M}}\cdot\frac{2\ \text{mmol Na}^+}{1\ \text{mmol Na}_2\text{SO}_4}=800\ \text{mmol Na}^+$$

$$500\ \text{mL Na}_2\text{SO}_4\ 0{,}20\ \text{M}\cdot\frac{0{,}20\ \text{mmol Na}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mL Na}_2\text{SO}_4\ 0{,}20\ \text{M}}\cdot\frac{2\ \text{mmol Na}^+}{1\ \text{mmol Na}_2\text{SO}_4}=200\ \text{mmol Na}^+$$

Considerando volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(800+200)\ \text{mmol Na}^+}{(100+500+V)\ \text{mL disolución}}=\frac{0{,}080\ \text{mmol Na}^+}{\text{mL disolución}}\quad\rightarrow\quad V=1{,}19\cdot10^4\ \text{mL}$$

La respuesta correcta es la **e**.

5.104. ¿Qué masa de $CuSO_4\cdot5H_2O$ se necesita para preparar 2,0 L de disolución 0,050 M en Cu^{2+}?
a) 50 g
b) 75 g
c) 12,5 g
d) 25 g

(O.Q.L. Asturias 2007)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $CuSO_4\cdot5H_2O$ es:

$$CuSO_4\cdot5H_2O(s)\rightarrow Cu^{2+}(aq)+SO_4^{2-}(aq)$$

La cantidad de sustancia hidratada que contiene la disolución:

$$2{,}0\ \text{L Cu}^{2+}\ 0{,}050\ \text{M}\cdot\frac{0{,}050\ \text{mol Cu}^{2+}}{1\ \text{L Cu}^{2+}\ 0{,}050\ \text{M}}\cdot\frac{1\ \text{mol CuSO}_4\cdot5\text{H}_2\text{O}}{1\ \text{mol Cu}^{2+}}=0{,}10\ \text{mol CuSO}_4\cdot5\text{H}_2\text{O}$$

La masa de hidrato es:

$$0{,}10\ \text{mol CuSO}_4\cdot5\text{H}_2\text{O}\cdot\frac{249{,}5\ \text{g CuSO}_4\cdot5\text{H}_2\text{O}}{1\ \text{mol CuSO}_4\cdot5\text{H}_2\text{O}}=25\ \text{g CuSO}_4\cdot5\text{H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.105. Calcule la concentración de iones Cl^- en una disolución formada por la mezcla de 100,0 mL de $AlCl_3$ 0,100 M, 50,0 mL de NaCl 0,200 M y 200,0 mL de KCl 0,0500 M.
a) 0,050 M
b) 0,020 M
c) 0,025 M
d) 0,143 M

(O.Q.L. Madrid 2007)

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $AlCl_3$ es:

$$AlCl_3(s)\rightarrow Al^{3+}(aq)+3\ Cl^-(aq)$$

La cantidad de Cl^- contenido en la disolución de $AlCl_3$ es:

$$100{,}0\ \text{mL AlCl}_3\ 0{,}100\ \text{M}\cdot\frac{0{,}100\ \text{mmol AlCl}_3}{1\ \text{mL AlCl}_3\ 0{,}100\ \text{M}}\cdot\frac{3\ \text{mmol Cl}^-}{1\ \text{mmol AlCl}_3}=30{,}0\ \text{mmol Cl}^-$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaCl es:

$$NaCl(s)\rightarrow Na^+(aq)+Cl^-(aq)$$

La cantidad de Cl^- contenido en la disolución de NaCl es:

$$50,0 \text{ mL NaCl } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mL NaCl } 0,200 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol NaCl}} = 10,0 \text{ mmol Cl}^-$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del KCl es:

$$KCl(s) \rightarrow K^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La cantidad de Cl^- contenido en la disolución de KCl es:

$$200,0 \text{ mL KCl } 0,0500 \text{ M} \cdot \frac{0,0500 \text{ mmol KCl}}{1 \text{ mL KCl } 0,0500 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol KCl}} = 10,0 \text{ mmol Cl}^-$$

Considerando volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(30,0 + 10,0 + 10,0) \text{ mmol Cl}^-}{(100,0 + 50,0 + 200,0) \text{ mL disolución}} = 0,143 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.106. En una clase de Química, el profesor comenta a sus alumnos: “Una gran canoa de hormigón se deslizaba por el cauce del lago”. Considerando que el hormigón presenta una densidad aproximada de 2,4 g mL^{-1}, se puede decir que:
a) El profesor cometió un grave error, es imposible que flote una canoa de hormigón.
b) Una canoa de hormigón solo flotaría en el mar, por ser el agua salada más densa que el agua dulce.
c) Para que la canoa flotase los remeros debían hacerla avanzar a gran velocidad, si parasen de remar se hundiría.
d) Es factible que flote una canoa de hormigón si en su interior encierra suficiente cantidad de aire.

(O.Q.L. Murcia 2007)

De acuerdo con el principio de Arquímedes, la que la canoa flote es preciso que el peso de la canoa sea menor que el empuje que ejerce el agua desalojada por la canoa. Esto solo es posible si la canoa está hueca y encierra la suficiente cantidad de aire para que su peso sea menor que el empuje.

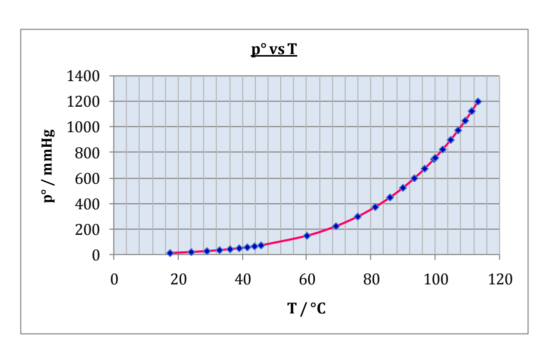
La respuesta correcta es la **d**.

5.107. En una olla a presión se puede preparar un cocido en 40 minutos, mientras que en una olla normal se necesitan alrededor de 2 horas y 30 minutos. Ello se debe a que en estas ollas:
a) Se alcanza mayor temperatura por estar fabricadas con aleaciones metálicas de última generación.
b) La cocción tiene lugar a mayor temperatura, lo que acorta el tiempo necesario.
c) Se alcanzan antes los 100 °C (temperatura de ebullición del agua).
d) Al estar cerradas herméticamente, se puede añadir más caldo sin que se derrame al hervir.

(O.Q.L. Murcia 2007)

Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión atmosférica (1 atm). En el caso del H_2O, la temperatura de ebullición normal es 100 °C.

Al estar el recipiente cerrado herméticamente, el vapor de agua producido no puede escapar al exterior por lo que la presión en el interior del recipiente va aumentando. Por este motivo, la temperatura necesaria para que el agua comience a hervir es mayor de 100 °C, tal como se observa en la gráfica presión de vapor–temperatura.



La respuesta correcta es la **b**.

5.108. ¿Cuántos gramos de NaF hay en 0,15 kg de una disolución acuosa al 5,0 %?
a) 3,0 g
b) 15 g
c) 7,5 g
d) 30 g

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La masa de NaF contenido en la disolución es:

$$0{,}15\ \text{kg NaF } 5{,}0\ \% \cdot \frac{1000\ \text{g NaF } 5{,}0\ \%}{1\ \text{kg NaF } 5{,}0\ \%} \cdot \frac{5{,}0\ \text{g NaF}}{100\ \text{g NaF } 5{,}0\ \%} = 7{,}5\ \text{g NaF}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.109. ¿Cuántos moles de KCl se requieren para preparar 250 mL de una disolución 5,00 molar?
a) 5 mol
b) 2,5 mol
c) 1,25 mol
d) 1 mol

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La cantidad de KCl necesaria para preparar la disolución es:

$$250\ \text{mL KCl } 5{,}00\ \text{M} \cdot \frac{1\ \text{L KCl } 5{,}00\ \text{M}}{10^3\ \text{mL KCl } 5{,}00\ \text{M}} \cdot \frac{5{,}00\ \text{mol KCl}}{1\ \text{L KCl } 5{,}00\ \text{M}} = 1{,}25\ \text{mol KCl}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.110. ¿Cuál es la concentración de iones Na^{+} en una disolución 0,60 M de Na_3PO_4?
a) 0,60 M
b) 0,20 M
c) 3,0 M
d) 1,8 M

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_3PO_4 es:

$$Na_3PO_4(s) \rightarrow 3\ Na^{+}(aq) + PO_4^{3-}(aq)$$

La cantidad de Na^{+} contenido en la disolución de Na_3PO_4 es:

$$1\ \text{L } Na_3PO_4\ 0{,}60\ \text{M} \cdot \frac{0{,}60\ \text{mol } Na_3PO_4}{1\ \text{L } Na_3PO_4\ 0{,}6\ \text{M}} \cdot \frac{3\ \text{mol } Na^{+}}{1\ \text{mol } Na_3PO_4} = 1{,}8\ \text{mol } Na^{+}$$

La concentración de iones Na^{+} en la disolución es:

$$\frac{1{,}8\ \text{mol } Na^{+}}{1\ \text{L disolución}} = 1{,}8\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.111. Una disolución de ácido sulfúrico, H_2SO_4, contiene 9,8 g L^{-1}. Considerando que la masa molecular del sulfúrico es 98, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?
a) Su normalidad es 0,2 y su molaridad 0,1.
b) Su normalidad es 0,1 y su molaridad 0,2.
c) Su normalidad y su molaridad es 0,1.
d) Su normalidad y su molaridad es 0,2.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La molaridad de la disolución es:

$$\frac{9{,}8\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{L disolución}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{98\ \text{g}\ H_2SO_4} = 0{,}10\ \text{mol L}^{-1}$$

La relación que existe entre la molaridad (M) y la normalidad (N) de una disolución viene dada por la expresión:

$$N = M \cdot \text{valencia}$$

La valencia en un ácido viene dada por el número protones que es capaz de ceder. En el caso del ácido sulfúrico, H_2SO_4:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ H_3O^+(aq)$$

La valencia es 2, por tanto la normalidad es:

$$N = 0{,}10 \cdot 2 = 0{,}20$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.112. Se preparan dos disoluciones con masas iguales de nitrato de potasio y nitrato de sodio, en volúmenes idénticos de agua. Se puede afirmar, respecto de su concentración molar (molaridad) que:
a) Es mayor en la de nitrato de sodio.
b) Es mayor en la de nitrato de potasio.
c) Es igual en ambas.
d) No se puede saber sin el peso molecular.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La concentración molar de una disolución se calcula mediante la siguiente ecuación:

$$\text{Concentración molar} = \frac{m/M}{V} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa de soluto (g)} \\ M = \text{masa molar del soluto (g mol}^{-1}) \\ V = \text{volumen de disolución (L)} \end{cases}$$

Suponiendo que al disolver los solutos en agua el volumen de la disolución es el mismo, la concentración molar de la disolución depende exclusivamente de la masa molar del soluto, siendo mayor la molaridad en la disolución que contenga el soluto con menor masa molar.

Como las masas molares del KNO_3 y $NaNO_3$, son 101,1 y 85,0 g mol^{-1}, respectivamente, la molaridad es mayor en la disolución de $NaNO_3$.

La respuesta correcta es la **a**.

5.113. Se disolvieron 2,50 g de clorato de potasio en 100,00 mL de agua a 40 °C. Al enfriar la disolución a 20 °C, se observó que el volumen continuaba siendo de 100,00 mL, pero se había producido la cristalización de parte de la sal. La densidad del agua a 40 °C es 0,9922 g mL^{-1} y la densidad de la disolución de clorato de potasio a 20 °C 1,0085 g mL^{-1}. Calcule la masa de clorato de potasio que ha cristalizado.
a) 0,870 g
b) 1,491 g
c) 0,016 g
d) 0,032 g
e) 0,745 g

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Las masas de los componentes de la disolución a 40 °C son:

$$2{,}50\ \text{g}\ KClO_3 \qquad 100{,}00\ \text{mL}\ H_2O\cdot\frac{0{,}9922\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mL}\ H_2O} = 99{,}22\ \text{g}\ H_2O$$

La masa de la disolución a 20 °C es:

$$100,00\ \text{mL disolución} \cdot \frac{1,0085\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}} = 100,85\ \text{g disolución}$$

Como al enfriar cristaliza parte $KClO_3$ y la masa de H_2O en la disolución sigue siendo la misma la masa de $KClO_3$ que permanece en disolución es:

$$100,85\ \text{g disolución} - 99,22\ \text{g}\ H_2O = 1,630\ \text{g}\ KClO_3$$

La masa de $KClO_3$ que ha cristalizado es:

$$2,50\ \text{g}\ KClO_3\ \text{(inicial)} - 1,630\ \text{g}\ KClO_3\ \text{(disuelto)} = 0,870\ \text{g}\ KClO_3\ \text{(cristalizado)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.114. De una disolución 0,30 M de cloruro de magnesio se toman 100 mL y se diluyen con agua hasta un volumen de 500 mL. La concentración de iones cloruro de la nueva disolución será:
a) 0,6 M
b) 0,06 M
c) 0,12 M
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2008)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $MgCl_2$ es:

$$MgCl_2(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

La cantidad de Cl^- contenido en la disolución es:

$$100\ \text{mL}\ MgCl_2\ 0,30\ \text{M} \cdot \frac{0,30\ \text{mmol}\ MgCl_2}{1\ \text{mL}\ MgCl_2\ 0,3\ \text{M}} \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ Cl^-}{1\ \text{mmol}\ MgCl_2} = 60\ \text{mmol}\ Cl^-$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{60\ \text{mmol}\ Cl^-}{500\ \text{mL disolución}} = 0,12\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.115. Se adicionan 50,0 g de cloruro de sodio a 100 mL de una disolución de la misma sal de concentración 0,160 M. Supuesto que no hay variación de volumen al añadir el sólido, la nueva disolución es:
a) 8,71 M
b) 2,35 M
c) 3,78 M
d) 1,90 M

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

La cantidad de NaCl contenido en la disolución original es:

$$100\ \text{mL NaCl}\ 0,160\ \text{M} \cdot \frac{1\ \text{L NaCl}\ 0,160\ \text{M}}{10^3\ \text{mL NaCl}\ 0,160\ \text{M}} \cdot \frac{0,160\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{L NaCl}\ 0,160\ \text{M}} = 0,0160\ \text{mol NaCl}$$

La cantidad de NaCl que se añade es:

$$50,0\ \text{g NaCl} \cdot \frac{1\ \text{mol NaCl}}{58,5\ \text{g NaCl}} = 0,855\ \text{mol NaCl}$$

Aplicando el concepto de molaridad y suponiendo que no hay variación de volumen al añadir el soluto:

$$\frac{(0{,}0160+0{,}855)\ \text{mol NaCl}}{100\ \text{mL disolución}}\cdot\frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}}=8{,}71\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.116. Una disolución molar es aquella que contiene 1 mol de soluto en:
a) 1.000 g de disolvente.
b) 1.000 g de disolución.
c) 1.000 mL de disolvente.
d) 1.000 mL de disolución.

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

Una disolución cuya concentración es 1 molar contiene 1 mol de soluto por cada litro (10^3 mL) de disolución.

La respuesta correcta es la **d**.

5.117. Para la preparación de 100 cm^3 de disolución 0,10 M de ácido clorhídrico se emplea uno comercial del 36 % y densidad relativa 1,18. Para ello se debe tomar de la botella citada:
a) 0,3654 g
b) 0,86 mL
c) 1,70 mL
d) 0,308 cm^3

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La masa de HCl que se necesita para preparar la disolución es:

$$100\ \text{mL HCl}\ \ 0{,}10\ \text{M}\cdot\frac{1\ \text{L HCl}\ 0{,}10\ \text{M}}{10^3\ \text{mL HCl}\ \ 0{,}10\ \text{M}}\cdot\frac{0{,}10\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl}\ 0{,}10\ \text{M}}\cdot\frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}}=0{,}37\ \text{g HCl}$$

Como se dispone de una disolución comercial de riqueza 36 %:

$$0{,}37\ \text{g HCl}\cdot\frac{100\ \text{g HCl}\ 36\ \%}{36\ \text{g HCl}}\cdot\frac{1\ \text{mL HCl}\ 36\ \%}{1{,}18\ \text{g HCl}\ 36\ \%}=0{,}86\ \text{mL HCl}\ 36\ \%$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.118. Se desea preparar 100 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0,250 M a partir de ácido comercial del 98,0 % y densidad es 1,836 g mL^{-1}. Para ello hay que tomar de la botella de ácido comercial:
a) 1,36 mL
b) 2,45 mL
c) 4,50 mL
d) 2,5 g

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La masa de H_2SO_4 que se necesita para preparar la disolución es:

$$100\ \text{mL}\ H_2SO_4\ \ 0{,}250\ \text{M}\cdot\frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ \ 0{,}250\ \text{M}}{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ \ 0{,}250\ \text{M}}\cdot\frac{0{,}250\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ \ 0{,}250\ \text{M}}\cdot\frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}=2{,}45\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de una disolución comercial de riqueza 98,0 %:

$$2{,}45\ \text{g}\ H_2SO_4\cdot\frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%}{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}\cdot\frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%}{1{,}836\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%}=1{,}36\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.119. ¿Qué volumen de disolución concentrada de NaOH 2,5 M es necesaria para preparar 0,50 L de disolución 0,10 M?
a) 12,5 L
b) 10 mL
c) 500 mL
d) 0,02 L

(O.Q.L. Madrid 2008)

El volumen de disolución 2,5 M necesario para preparar la disolución es:

$$0{,}50\text{ L NaOH }0{,}10\text{ M}\cdot\frac{0{,}10\text{ mol NaOH}}{1\text{ L NaOH }0{,}10\text{ M}}\cdot\frac{1\text{ L NaOH }2{,}5\text{ M}}{2{,}5\text{ mol NaOH}}=0{,}020\text{ L NaOH }2{,}5\text{ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.120. Una disolución acuosa de ácido nítrico tiene una riqueza del 30 % en masa y su densidad a 20 °C es 1,18 g cm^{-3}. La molaridad de la disolución es:
a) 5,6 M
b) 0,62 M
c) 0,50 M
d) 5,0 M

(O.Q.L. Madrid 2008)

Tomando como base de cálculo 100 g de HNO_3 del 30 %, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{30\text{ g HNO}_3}{100\text{ g HNO}_3\text{ 30 \%}}\cdot\frac{1\text{ mol HNO}_3}{63{,}0\text{ g HNO}_3}\cdot\frac{1{,}18\text{ g HNO}_3\text{ 30 \%}}{1\text{ cm}^3\text{ HNO}_3\text{ 30 \%}}\cdot\frac{10^3\text{ mL HNO}_3\text{ 30 \%}}{1\text{ L HNO}_3\text{ 30 \%}}=5{,}6\text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.121. Se tiene una disolución comercial de hidróxido de sodio de densidad 1,33 g mL^{-1} y 30 % en masa. Calcule la normalidad de la disolución obtenida al diluir 10 mL de la disolución comercial a 2 L.
a) 0,05 N
b) 0,03 N
c) 0,01 N
d) 1,23 N

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La molaridad de la disolución es:

$$\frac{10\text{ mL NaOH 30 \%}}{2\text{ L disolución}}\cdot\frac{1{,}33\text{ g NaOH 30 \%}}{1\text{ mL NaOH 30 \%}}\cdot\frac{30\text{ g NaOH}}{100\text{ g NaOH 30 \%}}\cdot\frac{1\text{ mol NaOH}}{40{,}0\text{ g NaOH}}=0{,}05\text{ M}$$

La relación entre molaridad y normalidad viene dada por la expresión:

$$\text{Normalidad}=\text{Molaridad}\cdot\text{valencia}$$

La valencia en un hidróxido viene dada por el número iones OH^- que es capaz de ceder. En el caso del hidróxido de sodio, NaOH:

$$\text{NaOH(aq)}\rightarrow\text{Na}^+\text{(aq)}+\text{OH}^-\text{(aq)}$$

La valencia es 1, por tanto la normalidad es:

$$\text{N}=0{,}05\cdot1=0{,}05\text{ N}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.122. Se tiene una disolución comercial de hidróxido de sodio de densidad 1,33 g mL^{-1} y 30 % en masa. Calcule la fracción molar de la disolución comercial.
a) 0,58
b) 1,76
c) 0,89
d) 0,16

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución comercial, la fracción molar de NaOH es:

$$x=\frac{30\text{ g NaOH}\cdot\dfrac{1\text{ mol NaOH}}{40{,}0\text{ g NaOH}}}{30\text{ g NaOH}\cdot\dfrac{1\text{ mol NaOH}}{40{,}0\text{ g NaOH}}+70\text{ g }H_2O\cdot\dfrac{1\text{ mol }H_2O}{18{,}0\text{ g }H_2O}}=0{,}16$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.123. Un ácido sulfúrico contiene un 92 % en masa de ácido y su densidad es 1813 kg m^{-3}. Calcule el volumen de ácido concentrado necesario para preparar 100 mL de disolución 0,10 M.
a) 1,34 mL
b) 0,59 mL
c) 3,32 mL
d) 2,09 mL

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La cantidad H_2SO_4 necesaria para preparar la disolución es:

$$100\text{ mL }H_2SO_4\ 0{,}10\text{ M}\cdot\frac{1\text{ L }H_2SO_4\ \ 0{,}10\text{ M}}{10^3\text{ mL }H_2SO_4\ \ 0{,}10\text{ M}}\cdot\frac{0{,}10\text{ mol }H_2SO_4}{10^3\text{ mL }H_2SO_4\ \ 0{,}10\text{ M}}=0{,}010\text{ mol }H_2SO_4$$

La masa de H_2SO_4 es:

$$0{,}010\text{ mol }H_2SO_4\cdot\frac{98{,}1\text{ g }H_2SO_4}{1\text{ mol }H_2SO_4}=0{,}98\text{ g }H_2SO_4$$

Como se dispone de una disolución comercial de riqueza 92 % cuya densidad es:

$$\rho=\frac{1813\text{ kg }H_2SO_4\ 92\ \%}{1\text{ m}^3\ H_2SO_4\ 92\ \%}\cdot\frac{10^3\text{ g }H_2SO_4\ 92\ \%}{1\text{ kg }H_2SO_4\ 92\ \%}\cdot\frac{1\text{ m}^3\ H_2SO_4\ 92\ \%}{10^6\text{ mL }H_2SO_4\ 92\ \%}=1{,}813\text{ g mL}^{-1}$$

El volumen correspondiente de la disolución comercial de riqueza 92 % es:

$$0{,}981\text{ g }H_2SO_4\cdot\frac{100\text{ g }H_2SO_4\ 92\ \%}{92\text{ g }H_2SO_4}\cdot\frac{1\text{ mL }H_2SO_4\ 92\ \%}{1{,}813\text{ g }H_2SO_4 92\ \%}=0{,}59\text{ mL }H_2SO_4\ 92\ \%$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1997 y otras).

5.124. Calcule los gramos de soluto necesarios para preparar 500 mL de una disolución de nitrato de sodio 0,100 M.
a) 4,25 g
b) 5,78 g
c) 6,80 g
d) 7,50 g

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La molaridad de la disolución es:

$$500\text{ mL NaNO}_3\ \ 0{,}100\text{ M}\cdot\frac{1\text{ L NaNO}_3\ \ 0{,}100\text{ M}}{10^3\text{ mL NaNO}_3\ \ 0{,}100\text{ M}}\cdot\frac{0{,}100\text{ mol NaNO}_3}{1\text{ L NaNO}_3\ \ 0{,}100\text{ M}}\cdot\frac{85{,}0\text{ g NaNO}_3}{1\text{ mol NaNO}_3}=4{,}25\text{ g NaNO}_3$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.125. Se mezclan 100 mL de una disolución 0,10 M de $CaCl_2$ con 200 mL de otra disolución 0,20 M de NaCl. ¿Cuál es la molaridad de los iones Cl^- en la disolución resultante?
a) 0,30 M
b) 0,06 M
c) 0,20 M
d) 0,16 M

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $CaCl_2$ es:

$$CaCl_2(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

La cantidad de Cl^- contenido en la disolución de $CaCl_2$ es:

$$100\text{ mL CaCl}_2\ 0{,}10\text{ M}\cdot\frac{0{,}10\text{ mmol CaCl}_2}{1\text{ mL CaCl}_2\ 0{,}1\text{ M}}\cdot\frac{2\text{ mmol Cl}^-}{1\text{ mmol CaCl}_2}=20\text{ mmol Cl}^-$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaCl es:

$$NaCl(s) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La cantidad de Cl^- contenido en la disolución de NaCl es:

$$200\text{ mL NaCl }0{,}20\text{ M}\cdot\frac{0{,}20\text{ mmol NaCl}}{1\text{ mL NaCl }0{,}20\text{ M}}\cdot\frac{1\text{ mmol Cl}^-}{1\text{ mmol NaCl}}=40\text{ mmol Cl}^-$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(20+40)\text{ mmol Cl}^-}{(100+200)\text{ mL disolución}}=0{,}20\text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007).

5.126. ¿Cuál de las siguientes disoluciones tiene una concentración 1,0 M?
a) 1,0 L de disolución que contiene 100 g de NaCl.
b) 500 mL de disolución contiendo 58,5 g de NaCl.
c) Una disolución que contiene 5,85 mg de NaCl por cada mL de disolución.
d) 4,0 L de disolución que contienen 234,0 g de NaCl.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Aplicando el concepto de molaridad a las diferentes disoluciones:

a) 1 L de disolución que contiene 100 g de NaCl.

$$\frac{100\text{ g NaCl}}{1{,}0\text{ L disolución}}\cdot\frac{1\text{ mol NaCl}}{58{,}5\text{ g NaCl}}=1{,}7\text{ M}$$

b) 500 mL de disolución conteniendo 58,5 g de NaCl.

$$\frac{58{,}5\text{ g NaCl}}{500\text{ mL disolución}}\cdot\frac{1\text{ mol NaCl}}{58{,}5\text{ g NaCl}}\cdot\frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}}=2{,}00\text{ M}$$

c) Una disolución que contiene 5,85 mg de NaCl por cada mL de disolución.

$$\frac{5{,}85\ \text{mg NaCl}}{1{,}0\ \text{mL disolución}}\cdot\frac{1\ \text{mmol NaCl}}{58{,}5\ \text{mg NaCl}}=0{,}10\ \text{M}$$

d) 4 L de disolución que contienen 234,0 g de NaCl.

$$\frac{234{,}0\ \text{g NaCl}}{4{,}0\ \text{L disolución}}\cdot\frac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}}=1{,}0\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.127. ¿Cuál es la concentración de iones K^+ en una disolución formada al mezclar 25,0 mL de K_2SO_4 0,500 M con 30,0 mL de K_3PO_4 0,150 M?
a) 0,50 M
b) $3{,}85\cdot10^{-2}$ M
c) $1{,}70\cdot10^{-2}$ M
d) 0,700 M
e) 0,325 M

(O.Q.N. Ávila 2009)

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2SO_4 es:

$$K_2SO_4(s)\rightarrow 2\ K^+(aq)+SO_4^{2-}(aq)$$

La cantidad de K^+ contenido en la disolución de K_2SO_4 es:

$$25{,}0\ \text{mL}\ K_2SO_4\ 0{,}500\ \text{M}\cdot\frac{0{,}500\ \text{mmol}\ K_2SO_4}{1\ \text{mL}\ K_2SO_4\ 0{,}500\ \text{M}}\cdot\frac{2\ \text{mmol}\ K^+}{1\ \text{mmol}\ K_2SO_4}=25{,}0\ \text{mmol}\ K^+$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_3PO_4 es:

$$K_3PO_4(s)\rightarrow 3\ K^+(aq)+PO_4^{3-}(aq)$$

La cantidad de K^+ contenido en la disolución de K_3PO_4 es:

$$30{,}0\ \text{mL}\ K_3PO_4\ 0{,}150\ \text{M}\cdot\frac{0{,}150\ \text{mmol}\ K_3PO_4}{1\ \text{mL}\ K_3PO_4\ 0{,}150\ \text{M}}\cdot\frac{3\ \text{mmol}\ K^+}{1\ \text{mmol}\ K_3PO_4}=13{,}5\ \text{mmol}\ K^+$$

Considerando volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(25{,}0+13{,}5)\ \text{mmol}\ K^+}{(25{,}0+30{,}0)\ \text{mL disolución}}=0{,}700\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.128. ¿Cuál es el número de moles de ácido sulfúrico necesarios para preparar 5,0 L de una disolución 2,0 M de este ácido?
a) 2,5
b) 5
c) 10
d) 20

(O.Q.L. Murcia 2009)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$5{,}0\ \text{L}\ H_2SO_4\ 2{,}0\ \text{M}\cdot\frac{2{,}0\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 2{,}0\ \text{M}}=10\ \text{mol}\ H_2SO_4$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.129. ¿Cuál es la concentración molar de un ácido nítrico del 60,0 % y densidad 1,70 g cm^{-3}?
a) 8,1 M
b) 34,2 M
c) 16,2 M
d) No se puede calcular.

(O.Q.L. Baleares 2009)

Tomando como base de cálculo 100 g de HNO_3 del 60,0 %, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{60{,}0\ \text{g HNO}_3}{100\ \text{g HNO}_3\ 60\ \%}\cdot\frac{1\ \text{mol HNO}_3}{63{,}0\ \text{g HNO}_3}\cdot\frac{1{,}70\ \text{g HNO}_3\ 60\ \%}{1\ \text{cm}^3\ \text{HNO}_3\ 60\ \%}\cdot\frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{HNO}_3\ 60\ \%}{1\ \text{L HNO}_3\ 60\ \%}=16{,}2\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.130. ¿Cuánto H_2SO_4 3,0 M se necesita para preparar 450 mL de H_2SO_4 0,10 M?
a) 30 mL
b) 45 mL
c) 15 mL
d) 80 mL

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

El volumen de disolución concentrada (3,0 M) necesario para preparar la diluida (0,10 M) es:

$$450\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 0{,}10\ \text{M}\cdot\frac{0{,}10\ \text{mmol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 0{,}10\ \text{M}}\cdot\frac{1\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 3{,}0\ \text{M}}{3{,}0\ \text{mmol H}_2\text{SO}_4}=15\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 3{,}0\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.131. Un volumen de 10,0 mL de etanol, CH_3CH_2OH, ($\rho = 0{,}798$ g mL^{-1}) se utiliza para preparar, por dilución, 100 mL de disolución acuosa de densidad 0,982 g mL^{-1}. ¿Cuál es la concentración molar de la disolución preparada?
a) 1,89 M
b) 0,09 M
c) 0,03 M
d) 1,71 M

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Valencia 2016) (O.Q.L. Baleares 2017)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{10{,}0\ \text{mL CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{100\ \text{mL disolución}}\cdot\frac{0{,}789\ \text{g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{1\ \text{mL CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}\cdot\frac{1\ \text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46{,}0\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{OH}}\cdot\frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}}=1{,}71\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.132. ¿Qué volumen se debe tomar de una disolución acuosa de ácido sulfúrico 0,25 M, si se quiere preparar 200 mL de disolución diluida de dicho ácido de concentración 0,050 M?
a) 4 mL
b) 40 mL
c) 0,4 L
d) 0,004 L

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

El volumen de disolución concentrada (0,25 M) necesario para preparar la diluida (0,050 M) es:

$$200\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}050\ \text{M} \cdot \frac{0{,}050\ \text{mmol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}05\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}25\ \text{M}}{0{,}25\ \text{mmol}\ H_2SO_4} = 40\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}25\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2009).

5.133. Una disolución acuosa de ácido clorhídrico tiene una riqueza del 12 % en masa y su densidad es 1,06 g cm^{-3} a 20 °C. La molaridad de esta disolución es:
a) 0,46 M
b) 4,62 M
c) 0,0035 M
d) 3,48 M

(O.Q.L. Madrid 2009)

Tomando como base de cálculo 100 g de HCl del 12 %, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{12\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl}\ 12\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1{,}06\ \text{g HCl}\ 12\ \%}{1\ \text{cm}^3\ \text{HCl}\ 12\ \%} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{HCl}\ 12\ \%}{1\ \text{L HCl}\ 12\ \%} = 3{,}5\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.134. ¿Cuál de las siguientes moléculas produce mayor descenso de la temperatura de fusión del agua?
a) $CaCl_2$
b) NaCl
c) CH_3OH
d) CH_2OH-CH_2OH
e) $CH_2OH-CHOH-CH_2OH$

(O.Q.N. Sevilla 2010)

El descenso del punto de fusión de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\, (n - 1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Suponiendo que la cantidad de cada una de las sustancias que se disuelve en una determinada cantidad de agua haga que todas las disoluciones acuosas tengan la misma concentración molal, tendrá mayor descenso de la temperatura de fusión la disolución con el soluto que proporcione el mayor valor de n.

Las ecuaciones correspondientes a las disociaciones iónicas proporcionan en valor de n.

a) **Verdadero**. $CaCl_2(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$ ($\alpha \approx 1$) $n = 3$

b) Falso. $NaCl(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$ ($\alpha \approx 1$) $n = 2$

c) Falso. CH_3OH no se disocia en iones ($\alpha \approx 0$)

d) Falso. CH_2OH-CH_2OH no se disocia en iones ($\alpha \approx 0$)

e) Falso. $CH_2OH-CHOH-CH_2OH$ no se disocia en iones ($\alpha \approx 0$)

La sustancia que presenta mayor valor de n con una disociación prácticamente total es $CaCl_2$, por tanto, su disolución es la que presenta mayor descenso de la temperatura de fusión.

La respuesta correcta es la **a**.

5.135. Un vino de 11° tiene 11,0 % en volumen de etanol, CH_3CH_2OH (M = 46,0 g mol^{-1}). ¿Cuál es la molaridad del etanol en el vino?
a) 0,086 M
b) 1,89 M
c) 0,95 M
d) 2,39 M
e) 5,06 M
(Dato. Densidad etanol = 0,7893 g mL^{-1})

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Extremadura 2013)

Tomando como base de cálculo 100 mL vino, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{11{,}0 \text{ mL } CH_3CH_2OH}{100 \text{ mL vino}} \cdot \frac{0{,}7893 \text{ g } CH_3CH_2OH}{1 \text{ mL } CH_3CH_2OH} \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_3CH_2OH}{46{,}0 \text{ g } CH_3CH_2OH} \cdot \frac{10^3 \text{ mL vino}}{1 \text{ L vino}} = 1{,}89 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.136. ¿Qué volumen de agua (en litros) habrá que añadir a 500 mL de una disolución 0,500 M de hidróxido de sodio para obtener una disolución 0,1 M?
a) 0,5
b) 1
c) 2
d) 4

(O.Q.L. Baleares 2010)

La cantidad de NaOH contenido en la disolución original es:

$$500 \text{ mL NaOH } 0{,}500 \text{ M} \cdot \frac{0{,}500 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0{,}5 \text{ M}} = 250 \text{ mmol NaOH}$$

Considerando volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{250 \text{ mmol NaOH}}{(500 + V) \text{ mL disolución}} = 0{,}1 \text{ M} \quad \rightarrow \quad V = 2\,000 \text{ mL } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mL } H_2O}{10^3 \text{ mL } H_2O} = 2 \text{ L } H_2O$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.137. Se dispone de un ácido nítrico del 60,0 % y densidad 1,38 g cm^{-3} y se desea preparar 0,800 L de concentración 0,500 M. ¿Qué cantidad de nítrico se necesita?
a) 10,9 cm^3
b) 30,4 cm^3
c) 58,0 cm^3
d) 111 cm^3

(O.Q.L. Baleares 2010)

La masa de HNO_3 que se necesita para preparar la disolución es:

$$0{,}800 \text{ L } HNO_3 \ 0{,}500 \text{ M} \cdot \frac{0{,}500 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ L } HNO_3 \ 0{,}500 \text{ M}} \cdot \frac{63{,}0 \text{ g } HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3} = 25{,}2 \text{ g } HNO_3$$

Como se dispone de HNO_3 de riqueza 60,0 % y densidad 1,38 g cm^{-3}, el volumen de necesario es:

$$25{,}2 \text{ g } HNO_3 \cdot \frac{100 \text{ g } HNO_3 \ 60 \ \%}{60{,}0 \text{ g } HNO_3} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \ HNO_3 \ 60{,}0 \ \%}{1{,}38 \text{ g } HNO_3 \ 60{,}0 \ \%} = 30{,}4 \text{ cm}^3 \ HNO_3 \ 60{,}0 \ \%$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.138. Se disuelven 8 g de hidróxido de sodio en agua hasta preparar 100 mL de disolución. La concentración será:
a) 8 g L^{-1}
b) 8 % en volumen
c) 2 molar
d) 1,5 molal

(O.Q.L. Murcia 2010)

Con los datos proporcionados la única forma de expresión de la concentración que se puede calcular es la molaridad:

$$\frac{8\text{ g NaOH}}{100\text{ mL disolución}}\cdot\frac{1\text{ mol NaOH}}{40{,}0\text{ g NaOH}}\cdot\frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}}=2\text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.139. En una disolución al 5 % en masa, significa que:
a) Hay 5 g de soluto.
b) Hay 5 g de soluto en 100 g de disolvente.
c) Hay 10 g de soluto en 200 mL de disolución.
d) Hay 5 g de soluto en 100 g de disolución.

(O.Q.L. Madrid 2010)

De acuerdo con el concepto de porcentaje en masa la respuesta correcta es la **d**.

5.140. Calcule la molaridad de una disolución preparada al mezclar 75,0 mL de disolución de ácido clorhídrico 0,500 M con 75,0 mL de otra 0,0500 M. Se suponen volúmenes aditivos.
a) 0,275 M
b) 0,550 M
c) 0,250 M
d) 0,350 M

(O.Q.L. Madrid 2010)

La cantidad de HCl contenido en cada disolución es, respectivamente:

$$75{,}0\text{ mL HCl }0{,}500\text{ M}\cdot\frac{0{,}500\text{ mol HCl}}{1\text{ mL HCl }0{,}500\text{ M}}=37{,}5\text{ mmol HCl}$$

$$75{,}0\text{ mL HCl }0{,}0500\text{ M}\cdot\frac{0{,}0500\text{ mmol HCl}}{1\text{ mL HCl }0{,}0500\text{ M}}=3{,}75\text{ mmol HCl}$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(37{,}5+3{,}75)\text{ mmol HCl}}{(75{,}0+75{,}0)\text{ mL disolución}}=0{,}275\text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997).

5.141. ¿Qué volumen de ácido nítrico al 60,0 % de riqueza y densidad 1,48 g mL^{-1}, se necesita para preparar 250 mL disolución diluida 1,00 M de dicho ácido?
a) 16,4 mL
b) 10,6 mL
c) 17,8 mL
d) 21,7 mL

(O.Q.L. Madrid 2010)

La masa de HNO_3 que se necesita para preparar la disolución es:

$$250\ \text{mL}\ HNO_3\ 1{,}00\ \text{M} \cdot \frac{1\ \text{L}\ HNO_3\ 1{,}00\ \text{M}}{10^3\ \text{mL}\ HNO_3\ 1{,}00\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ HNO_3}{1\ \text{L}\ HNO_3\ 1{,}00\ \text{M}} \cdot \frac{63{,}0\ \text{g}\ HNO_3}{1\ \text{mol}\ HNO_3} = 15{,}8\ \text{g}\ HNO_3$$

Como se dispone de HNO_3de riqueza 60,0 % y densidad 1,48 g mL^{-1}, el volumen de necesario es:

$$15{,}8\ \text{g}\ HNO_3 \cdot \frac{100\ \text{g}\ HNO_3\ 60{,}0\ \%}{60{,}0\ \text{g}\ HNO_3} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 60{,}0\ \%}{1{,}48\ \text{g}\ HNO_3\ 60{,}0\ \%} = 17{,}8\ \text{mL}\ HNO_3\ 60\ \%$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Baleares 2010).

5.142. Se disuelven 5,0 g de nitrato de calcio en agua hasta completar 250 cm^3 de disolución. Suponiendo que la sal está totalmente ionizada, la concentración de iones nitrato será:
a) 0,03 M
b) 0,06 M
c) 0,12 M
d) 0,24 M

(O.Q.L. Asturias 2010)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $Ca(NO_3)_2$ es:

$$Ca(NO_3)_2(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ NO_3^-(aq)$$

La concentración de NO_3^- en la disolución es:

$$\frac{5{,}0\ \text{g}\ Ca(NO_3)_2}{250\ \text{cm}^3\ \text{disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Ca(NO_3)_2}{164{,}1\ \text{g}\ Ca(NO_3)_2} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ NO_3^-}{1\ \text{mol}\ Ca(NO_3)_2} = 0{,}24\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.143. Se mezclan 50,0 mL de disolución de HCl 0,150 M con 25,0 mL de HCl 0,400 M. ¿Cuál será la concentración de HCl de la disolución final?
a) 0,0175 M
b) 0,233 M
c) 0,275 M
d) 0,550 M

(O.Q.L. LaRioja 2010)

La cantidad de HCl contenido en cada disolución es, respectivamente:

$$50{,}0\ \text{mL HCl}\ 0{,}150\ \text{M} \cdot \frac{0{,}150\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl}\ 0{,}150\ \text{M}} = 7{,}50\ \text{mmol HCl}$$

$$25{,}0\ \text{mL HCl}\ 0{,}400\ \text{M} \cdot \frac{0{,}400\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl}\ 0{,}400\ \text{M}} = 10{,}0\ \text{mmol HCl}$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(7{,}50 + 10{,}0)\ \text{mmol HCl}}{(50{,}0 + 25{,}0)\ \text{mL disolución}} = 0{,}233\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997).

5.144. La fórmula empírica de un compuesto es C_3H_2Br. Cuando 0,115 g de este compuesto se disuelven en 4,36 g de naftaleno, la disolución congela a 79,51 °C. Si el naftaleno puro congela a 80,29 °C y tiene una constante crioscópica $k_f = 6{,}94$ °C kg mol^{-1} , la fórmula molecular será:
a) C_3H_2Br
b) C_3H_7Br
c) $C_6H_4Br_2$
d) $C_3H_5Br_3$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La temperatura de congelación de una disolución que contiene un soluto no volátil que no se disocia en iones se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m$$

A partir de los datos propuestos se puede calcular el valor de la masa molar de la sustancia:

$$(80{,}29 - 79{,}51)\ °C = 6{,}94\,\frac{°C \cdot kg}{mol} \cdot \frac{0{,}115\ g\ (C_3H_2Br)_n}{4{,}36\ g\ naftaleno} \cdot \frac{1\ mol\ (C_3H_2Br)_n}{M\ g\ (C_3H_2Br)_n} \cdot \frac{10^3\ g\ naftaleno}{1\ kg\ naftaleno}$$

Se obtiene, $M = 235$ g mol^{-1}

Relacionando la masa molar obtenida con la de la fórmula más sencilla se obtiene el valor de n:

$$235\ g = n\,[(2 \cdot 12{,}0\ g\ C) + (2 \cdot 1{,}0\ g\ H) + (79{,}9\ g\ Br)] \qquad \rightarrow \qquad n = 2$$

La fórmula molecular del compuesto es $C_6H_4Br_2$.

La respuesta correcta es la **c**.

5.145. ¿Cuántos moles de iones hay en 250 mL de disolución de sulfato de sodio 4,4 M?
a) 1,1
b) 2,2
c) 3,3
d) 13

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_2SO_4 es:

$$Na_2SO_4(s) \rightarrow 2\ Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La cantidad iones contenidos en la disolución es:

$$250\ mL\ Na_2SO_4\ 4{,}4\ M \cdot \frac{1\ L\ Na_2SO_4\ 4{,}4\ M}{10^3\ mL\ Na_2SO_4\ 4{,}4\ M} \cdot \frac{4{,}4\ mol\ Na_2SO_4}{1\ L\ Na_2SO_4\ 4{,}4\ M} \cdot \frac{3\ mol\ iones}{1\ mol\ Na_2SO_4} = 3{,}3\ mol$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999).

5.146. Se dispone de un ácido sulfúrico concentrado de densidad es 1,824 g cm^{-3} y un 92,0 % en peso de H_2SO_4. El volumen necesario de este ácido que hay que tomar para preparar 500 cm^3 de un ácido 0,500 normal es:
a) 8,31 cm^3 de ácido concentrado.
b) 7,31 cm^3 de ácido concentrado.
c) 6,31 cm^3 de ácido concentrado.
d) 5,31 cm^3 de ácido concentrado.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La relación que existe entre la molaridad (M) y la normalidad (N) de una disolución viene dada por la expresión:

$$N = M \cdot \text{valencia}$$

La valencia en un ácido viene dada por el número protones que es capaz de ceder. En el caso del ácido sulfúrico, H_2SO_4:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\ H_3O^+(aq)$$

La valencia es 2, por tanto la molaridad es:

$$M = 0{,}500/2 = 0{,}250$$

La masa de H_2SO_4 necesario para la disolución es:

$$500\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ \ 0{,}25\ \text{M} \cdot \frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 0{,}250\ \text{M}}{10^3\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ \ 0{,}250\ \text{M}} \cdot \frac{0{,}250\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 0{,}250\ \text{M}} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 12{,}3\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de H_2SO_4de riqueza 92,0 % y densidad 1,824 g cm^{-3}, el volumen necesario es:

$$12{,}3\ \text{g}\ H_2SO_4 \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 92{,}0\ \%}{92{,}0\ \text{g}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 92{,}0\ \%}{1{,}824\ \text{g}\ H_2SO_4\ 92{,}0\ \%} = 7{,}33\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 92{,}0\ \%$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.147. ¿Qué volumen se debe tomar de una disolución acuosa de ácido nítrico 0,50 M, si se quiere preparar 250 mL de disolución diluida de dicho ácido de concentración 0,15 M?
a) 37,5 mL
b) 75 mL
c) 0,033 L
d) 0,004 L

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

El volumen de disolución 0,50 M necesario para preparar la disolución 0,15 M es:

$$250\ \text{mL}\ HNO_3\ 0{,}15\ \text{M} \cdot \frac{0{,}15\ \text{mmol}\ HNO_3}{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 0{,}15\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 0{,}50\ \text{M}}{0{,}50\ \text{mmol}\ HNO_3} = 75\ \text{mL}\ HNO_3\ 0{,}50\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.148. Se mezclan 40 mL de $Ca(NO_3)_2$ 0,20 M con 10,0 mL de NH_4NO_3 0,40 M. La concentración del ion nitrato en la disolución resultante es:
a) 0,12 M
b) 0,20 M
c) 0,24 M
d) 0,40 M
e) 0,50 M

(O.Q.L. País Vasco 2010)

▪ La ecuación química correspondiente a la disolución del $Ca(NO_3)_2$ es:

$$Ca(NO_3)_2(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ NO_3^-(aq)$$

La cantidad de NO_3^- contenido en la disolución de $Ca(NO_3)_2$ es:

$$40\ \text{mL}\ Ca(NO_3)_2\ 0{,}20\ \text{M} \cdot \frac{0{,}20\ \text{mmol}\ Ca(NO_3)_2}{1\ \text{mL}\ Ca(NO_3)_2\ 0{,}20\ \text{M}} \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ NO_3^-}{1\ \text{mmol}\ Ca(NO_3)_2} = 16\ \text{mmol}\ NO_3^-$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NH_4NO_3 es:

$$NH_4NO_3(s) \rightarrow NH_4^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

La cantidad de NO_3^- contenido en la disolución de NH_4NO_3 es:

$$10\ \text{mL } NH_4NO_3\ 0{,}40\ \text{M} \cdot \frac{0{,}40\ \text{mmol } NH_4NO_3}{1\ \text{mL } NH_4NO_3\ 0{,}40\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol } NO_3^-}{1\ \text{mmol } NH_4NO_3} = 4{,}0\ \text{mmol } NO_3^-$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(16 + 4{,}0)\ \text{mmol } NO_3^-}{(40 + 10)\ \text{mL disolución}} = 0{,}40\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2008).

5.149. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una riqueza del 20,0 % en masa y su densidad es 1,11 g cm^{-3} a 25 °C. La molaridad de la disolución es:
a) 4,526 M
b) 2,26 M
c) 9,04 M
d) 3,39 M

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

Tomando como base de cálculo 100 g de H_2SO_4 del 20,0 %, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{20{,}0\ \text{g } H_2SO_4}{100\ \text{g } H_2SO_4\ 20{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g } H_2SO_4} \cdot \frac{1{,}11\ \text{g } H_2SO_4\ 20{,}0\ \%}{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 20{,}0\ \%} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 20{,}0\ \%}{1\ \text{L } H_2SO_4\ 20{,}0\ \%} = 2{,}26\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.150. Complete la frase: la leche de vaca es:
a) Un compuesto.
b) Una mezcla homogénea.
c) Una disolución.
d) Una dispersión coloidal.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

La leche es una dispersión coloidal formada por tres fases:

- una acuosa con sales minerales e hidratos de carbono en disolución
- una suspensión de proteínas en el agua
- una emulsión gotas de grasa en el agua.

La respuesta correcta es la **d**.

5.151. En un litro de disolución 0,1 M de nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, hay:
a) 0,1 mol de iones NO_3^- y 0,1 mol de iones Ca^{2+}
b) 0,1 mol de iones NO_3^- y 0,2 mol de iones Ca^{2+}
c) 0,5 mol de iones NO_3^- y 0,5 mol de iones Ca^{2+}
d) 0,2 mol de iones NO_3^- y 0,1 mol de iones Ca^{2+}

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $Ca(NO_3)_2$ es:

$$Ca(NO_3)_2(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ NO_3^-(aq)$$

La disolución contiene doble número de moles de NO_3^- que de Ca^{2+}.

La respuesta correcta es la **d**.

5.152. Cuando se añade un soluto no volátil a un disolvente volátil, la presión de vapor ________, la temperatura de ebullición ________, la temperatura de congelación ________, y la presión osmótica a través de una membrana semipermeable ________.
a) Disminuye, aumenta, disminuye, disminuye
b) Aumenta, aumenta, disminuye, aumenta
c) Aumenta, disminuye, aumenta, disminuye
d) Disminuye, disminuye, aumenta, disminuye
e) Disminuye, aumenta, disminuye, aumenta

(O.Q.N. Valencia 2011)

▪ La presión parcial que ejerce el vapor procedente de un líquido en una mezcla, se calcula de acuerdo con la ley de Raoult (1882):

$$p = p° \, (1 - x_s) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p° = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

La presión de vapor es directamente proporcional a la fracción molar (que siempre es menor que la unidad), por lo tanto, al añadir soluto la presión de vapor disminuye.

▪ Las temperaturas de ebullición o de congelación de una disolución que contiene un soluto no volátil y que no se disocia en iones se calculan mediante las expresiones:

$$\Delta T = k_f \, m \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta T = \text{descenso del punto de congelación} \\ k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \end{cases}$$

$$\Delta T = k_e \, m \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta T = \text{aumento del punto de ebullición} \\ k_e = \text{constante ebulloscópica} \\ m = \text{concentración molal} \end{cases}$$

La variación de temperatura es directamente proporcional a la concentración molal de la disolución, por lo tanto, al añadir soluto la temperatura de ebullición aumenta y la temperatura de congelación disminuye.

▪ En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, se calcula mediante la expresión:

$$\pi = M \, R \, T \quad \rightarrow \quad \begin{cases} M = \text{concentración molar} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

La presión osmótica es directamente proporcional a la concentración molar, M, de la disolución, por lo tanto, al añadir soluto aumenta la concentración molar y con ella, la presión osmótica aumenta.

La respuesta correcta es la **e**.

5.153. La etiqueta de un frasco de 500 mL que contiene peróxido de hidrógeno comercial indica que tiene una riqueza del 30,0 % en masa de H_2O_2 y una densidad de 1,11 g cm^{-3}. La molaridad de la disolución es:
a) 7,94 M
b) 8,82 M
c) 9,79 M
d) 0,980 M
e) 11,25 M

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Galicia 2017)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución de riqueza 30,0 %, la molaridad de la misma es:

$$\frac{30{,}0\ \text{g}\ H_2O_2}{100\ \text{g}\ H_2O_2\ 30{,}0\ \%}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O_2}{34{,}0\ \text{g}\ H_2O_2}\cdot\frac{1{,}11\ \text{g}\ H_2O_2\ 30{,}0\ \%}{1\ \text{cm}^3\ H_2O_2\ 30{,}0\ \%}\cdot\frac{10^3\ \text{cm}^3\ H_2O_2\ 30{,}0\ \%}{1\ \text{L}\ H_2O_2\ 30{,}0\ \%}=9{,}79\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.154. La molalidad de una disolución de etanol en agua que se prepara mezclando 50,0 mL de etanol (ρ = 0,789 g cm^{-3}) con 100,0 mL de H_2O a 20 °C es:
a) 0,086 m
b) 0,094 m
c) 1,24 m
d) 8,56 m
e) 9,81 m

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Murcia 2012)

Considerando que la densidad del H_2O a 20 °C es 1,00 g mL^{-1} y aplicando el concepto de molalidad:

$$\frac{50{,}0\ \text{cm}^3\ C_2H_5OH}{100{,}0\ \text{mL}\ H_2O}\cdot\frac{1\ \text{mL}\ H_2O}{1{,}00\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{0{,}789\ \text{g}\ C_2H_5OH}{1\ \text{cm}^3\ C_2H_5OH}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{46{,}0\ \text{g}\ C_2H_5OH}\cdot\frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O}=8{,}58\ \text{m}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.155. ¿Cuáles de los siguientes datos se necesitan para calcular la molaridad de una disolución salina?
I. La masa de sal disuelta
II. La masa molar de la sal disuelta
III. El volumen de agua añadido
IV. El volumen de la disolución
a) I, III
b) I, II, III
c) II, III
d) I, II, IV
e) Se necesitan todos los datos.

(O.Q.N. Valencia 2011)

La molaridad de una disolución se define como:

$$M=\frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen disolución}}=\frac{\dfrac{\text{masa soluto}}{\text{masa molar}}}{\text{volumen disolución}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.156. La masa de hidróxido de sodio que se necesita para preparar 100 mL de una disolución 0,1 molar es:
a) 2,3 g
b) 0,23 g
c) 4 g
d) 0,4 g

(O.Q.L. Murcia 2011)

La masa de NaOH que se necesita para preparar la disolución es:

$$100\ \text{mL NaOH}\ 0{,}1\ \text{M}\cdot\frac{1\ \text{L NaOH}\ 0{,}1\ \text{M}}{10^3\ \text{mL NaOH}\ 0{,}1\ \text{M}}\cdot\frac{0{,}1\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{L NaOH}\ 0{,}1\ \text{M}}\cdot\frac{40{,}0\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}}=0{,}4\ \text{g NaOH}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.157. Se disuelven 5,00 mL de metanol ($\rho = 0{,}790\ \text{g mL}^{-1}$) en agua hasta lograr un volumen de 100 mL. ¿Cuál será la molaridad de la disolución resultante?
a) 1,23 M
b) 0,123 M
c) 0,049 M
d) 1,97 M

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{5{,}00\ \text{mL CH}_3\text{OH}}{100\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{0{,}790\ \text{g CH}_3\text{OH}}{1\ \text{mL CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1\ \text{mol CH}_3\text{OH}}{32{,}0\ \text{g CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 1{,}23\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2009).

5.158. ¿Cuántos gramos de hidrogenocarbonato de potasio del 95,0 % de pureza en masa hay que disolver en 500 mL de agua para obtener una disolución 0,0500 M?
a) 2,63
b) 2,38
c) 10,20
d) 3,14

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

Suponiendo que en el proceso de la disolución del sólido no se produce variación de volumen la masa de soluto que se necesita para preparar la disolución es:

$$500\ \text{mL disolución} \cdot \frac{1\ \text{L disolución}}{10^3\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{0{,}0500\ \text{mol KHCO}_3}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{100{,}1\ \text{g KHCO}_3}{1\ \text{mol KHCO}_3} = 2{,}50\ \text{g KHCO}_3$$

Como se dispone de un soluto con una riqueza del 95,0 %:

$$2{,}50\ \text{g KHCO}_3 \cdot \frac{100\ \text{g KHCO}_3\ 95{,}0\ \%}{95{,}0\ \text{g KHCO}_3} = 2{,}63\ \text{g KHCO}_3\ 95{,}0\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.159. Al analizar una muestra que contiene Fe^{3+}, se da como resultado el siguiente dato: 4 ppm de Fe^{3+}. ¿Qué significa este dato?
a) Que hay 4 mg de Fe^{3+} para cada cm³ de disolución.
b) Que hay 4 mg de Fe^{3+} para cada litro de disolución.
c) Que hay 4 mg de Fe^{3+} para cada m³ de disolución.
d) Que hay 4 g de Fe^{3+} para cada litro de disolución.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

El concepto de ppm (partes por millón) se define como:

"el número de mg de soluto contenidos en 1 kg de disolución".

Si se trata de una disolución acuosa muy diluida se puede considerar la aproximación de que 1 kg de disolución ocupa un volumen de 1 L y, por lo tanto, el concepto anterior queda como:

"el número de mg de soluto contenidos en 1 L de disolución".

La respuesta correcta es la **b**.

5.160. Una disolución de ácido nítrico es 15,24 M y tiene una densidad de 1,410 g mL^{-1}, ¿cuál es su riqueza?
a) 10,00 %
b) 13,54 %
c) 74,51 %
d) 68,10 %

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

Tomando como base de cálculo 1 L de disolución, la riqueza de la disolución es:

$$\frac{15{,}24 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{63{,}0 \text{ g } HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{10^3 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1{,}410 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 68{,}1\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.161. El vinagre comercial posee un 5,00 % de ácido acético ($M_r = 60{,}0$). ¿Cuál es la molaridad del ácido acético en el vinagre?
a) 0,833 M
b) 1,00 M
c) 1,20 M
d) 3,00 M

(Dato. Densidad del vinagre = 1,00 g mL^{-1})

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{5{,}00 \text{ g } CH_3COOH}{100 \text{ g vinagre}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_3COOH}{60{,}0 \text{ g } CH_3COOH} \cdot \frac{1{,}00 \text{ g vinagre}}{1 \text{ mL vinagre}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL vinagre}}{1 \text{ L vinagre}} = 0{,}833 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.162. ¿Cuál será la molaridad de los iones Na^+ en 1,00 L de una disolución acuosa que contiene 4,20 g de $NaHCO_3$ ($M_r = 84{,}0$) y 12,6 g de Na_2CO_3 ($M_r = 106{,}0$)?
a) 0,050 M
b) 0,100 M
c) 0,150 M
d) 0,250 M

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

▪ La ecuación química correspondiente a la disolución del $NaHCO_3$ es:

$$NaHCO_3(s) \rightarrow Na^+(aq) + HCO_3^-(aq)$$

La cantidad de Na^+ en la disolución procedente del $NaHCO_3$ es:

$$4{,}20 \text{ g } NaHCO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } NaHCO_3}{84{,}0 \text{ g } NaHCO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } Na^+}{1 \text{ mol } NaHCO_3} = 0{,}0500 \text{ mol } Na^+$$

▪ La ecuación química correspondiente a la disolución del Na_2CO_3 es:

$$Na_2CO_3(s) \rightarrow 2\ Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

La cantidad de Na^+ en la disolución procedente del Na_2CO_3 es:

$$12{,}6 \text{ g } Na_2CO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } Na_2CO_3}{106{,}0 \text{ g } Na_2CO_3} \cdot \frac{2 \text{ mol } Na^+}{1 \text{ mol } Na_2CO_3} = 0{,}238 \text{ mol } Na^+$$

Considerando que al disolver las sales no hay variación apreciable de volumen, la concentración de Na^+ en la disolución es:

$$\frac{(0{,}0500 + 0{,}238) \text{ mol } Na^+}{1 \text{ L disolución}} = 0{,}288 \text{ M}$$

Ninguna respuesta es correcta.

5.163. La concentración de un ácido nítrico comercial es del 60,0 % en masa, y su densidad 1,31 g cm^{-3}. ¿Cuál será el volumen de este ácido comercial necesario para preparar 500 cm^3 de un ácido nítrico 0,200 molar?
a) 6,02 cm^3
b) 7,02 cm^3
c) 8,02 cm^3
d) 9,02 cm^3

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

La masa de HNO_3 que se necesita para preparar la disolución es:

$$500 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 \text{ 0,200 M} \cdot \frac{1 \text{ L HNO}_3 \text{ 0,200 M}}{10^3 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 \text{ 0,200 M}} \cdot \frac{0{,}200 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3 \text{ 0,200 M}} \cdot \frac{63{,}0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 6{,}30 \text{ g HNO}_3$$

Como se dispone de una disolución de riqueza 60,0 % y densidad 1,31 g cm^{-3}, el volumen necesario es:

$$6{,}30 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g HNO}_3 \text{ 60,0 \%}}{60{,}0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 \text{ 60,0 \%}}{1{,}31 \text{ g HNO}_3 \text{ 60,0 \%}} = 8{,}02 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 \text{ 60,0 \%}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.164. ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas contiene un mayor número de iones?
a) 400 mL de NaCl 0,100 M
b) 300 mL de $CaCl_2$ 0,200 M
c) 200 mL de $FeCl_3$ 0,100 M
d) 200 mL de KCl 0,100 M
e) 800 mL de sacarosa 0,100 M

(O.Q.L. Valencia 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2016)

a) Falso. La ecuación correspondiente a la disociación iónica del NaCl es:

$$NaCl(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La cantidad de iones contenidos en la disolución es:

$$400 \text{ mL NaCl 0,100 M} \cdot \frac{0{,}100 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mL NaCl 0,100 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol iones}}{1 \text{ mmol NaCl}} = 80{,}0 \text{ mmol}$$

b) **Verdadero**. La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $CaCl_2$ es:

$$CaCl_2(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

La cantidad de iones contenidos en la disolución es:

$$300 \text{ mL CaCl}_2 \text{ 0,200 M} \cdot \frac{0{,}200 \text{ mmol CaCl}_2}{1 \text{ mL CaCl}_2 \text{ 0,200 M}} \cdot \frac{3 \text{ mmol iones}}{1 \text{ mmol CaCl}_2} = 180 \text{ mmol}$$

c) Falso. La ecuación correspondiente a la disociación iónica del $FeCl_3$ es:

$$FeCl_3(aq) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + 3\ Cl^-(aq)$$

La cantidad de iones contenidos en la disolución es:

$$200\ \text{mL FeCl}_3\ 0{,}100\ \text{M}\cdot\frac{0{,}100\ \text{mmol FeCl}_3}{1\ \text{mL FeCl}_3\ 0{,}100\ \text{M}}\cdot\frac{4\ \text{mmol iones}}{1\ \text{mmol FeCl}_3}=80{,}0\ \text{mol}$$

d) Falso. La ecuación correspondiente a la disociación iónica del KCl es:

$$\text{KCl(aq)}\rightarrow \text{K}^+\text{(aq)}+\text{Cl}^-\text{(aq)}$$

La cantidad de iones contenidos en la disolución es:

$$200\ \text{mL KCl}\ 0{,}100\ \text{M}\cdot\frac{0{,}100\ \text{mol KCl}}{1\ \text{mL KCl}\ 0{,}100\ \text{M}}\cdot\frac{2\ \text{mmol iones}}{1\ \text{mmol NaCl}}=40{,}0\ \text{mol}$$

e) Falso. La sacarosa es un compuesto molecular y no se disocia en iones.

La respuesta correcta es la **b**.

5.165. La cantidad de $BeCl_2 \cdot 4H_2O$ y de agua que se necesita para preparar 200 g de una disolución de $BeCl_2$ al 14,0 % es:
a) 28 g $BeCl_2$ y 172 g H_2O
b) 28 g $BeCl_2 \cdot 4H_2O$ y 146,8 g H_2O
c) 53,2 g $BeCl_2 \cdot 4H_2O$ y 146,8 g H_2O
d) 53,2 g $BeCl_2 \cdot 4H_2O$ y 200 g H_2O

(O.Q.L. Asturias 2011)

La masa de soluto anhidro contenida en la disolución es:

$$200\ \text{g BeCl}_2\ 14{,}0\ \%\cdot\frac{14{,}0\ \text{g BeCl}_2}{100\ \text{g BeCl}_2\ 14{,}0\ \%}=28{,}0\ \text{g BeCl}_2$$

Relacionando $BeCl_2$ con $BeCl_2 \cdot 4H_2O$:

$$28{,}0\ \text{g BeCl}_2\cdot\frac{1\ \text{mol BeCl}_2}{79{,}9\ \text{g BeCl}_2}\cdot\frac{1\ \text{mol BeCl}_2\cdot 4\text{H}_2\text{O}}{1\ \text{mol BeCl}_2}\cdot\frac{151{,}9\ \text{g BeCl}_2\cdot 4\text{H}_2\text{O}}{1\ \text{mol BeCl}_2\cdot 4\text{H}_2\text{O}}=53{,}2\ \text{g BeCl}_2\cdot 4\text{H}_2\text{O}$$

La masa de agua a añadir es:

$$200\ \text{g BeCl}_2\ 14\ \%-53{,}2\ \text{g BeCl}_2\cdot 4\text{H}_2\text{O}=146{,}8\ \text{g H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.166. El volumen, en mL, de ácido sulfúrico, H_2SO_4 (masa molar = 98,1 g mol^{-1}) concentrado (98,0 % de pureza, ρ = 1,84 g mL^{-1}) requerido para preparar 1 500 mL de H_2SO_4 0,100 M es:
a) 815,0 mL
b) 0,815 mL
c) 8,15 mL
d) 81,50 mL
e) 10,33 mL

(O.Q.L. Cantabria 2011)

La masa de H_2SO_4 necesario para preparar la disolución 0,1 M es:

$$1\,500\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ \ 0{,}100\ \text{M}\cdot\frac{1\ \text{L H}_2\text{SO}_4\ \ 0{,}100\ \text{M}}{10^3\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ \ 0{,}100\ \text{M}}\cdot\frac{0{,}100\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{L H}_2\text{SO}_4\ \ 0{,}100\ \text{M}}\cdot\frac{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}=14{,}7\ \text{g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 del 98,0 % de pureza y densidad 1,84 g mL^{-1}:

$$14{,}7\ \text{g H}_2\text{SO}_4\cdot\frac{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 98\ \%}{98{,}0\ \text{g H}_2\text{SO}_4}\cdot\frac{1\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 98\ \%}{1{,}84\ \text{g H}_2\text{SO}_4\,98\ \%}=8{,}15\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 98\ \%$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.167. En un laboratorio de química se ha preparado una disolución mediante la adición y agitación de 175,5 g de NaCl en agua destilada, hasta disolución completa, y enrase con más agua destilada en un matraz aforado de 500 cm^3. Sabiendo que las masas moleculares aproximadas son 58,5 para el cloruro de sodio y 18 para el agua, se puede afirmar que:
a) La molaridad de la disolución es 3.
b) La molaridad de la disolución es 6.
c) Se han disuelto 6 equivalentes de NaCl en total.
d) Se han añadido 18,03 mol de agua.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{175{,}5\ \text{g NaCl}}{500\ \text{cm}^3\ \text{disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}} = 6{,}00\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.168. En la etiqueta de una botella de laboratorio figuran los siguientes datos:
ácido clorhídrico (36,5 g mol^{-1}), densidad 1,19 g cm^{-3} y 38 % (p/p) de riqueza.
La concentración molar de la disolución de la botella será:
a) 8 mol L^{-1}
b) 10 mol L^{-1}
c) 12 mol L^{-1}
d) 15 mol L^{-1}
e) 16 mol L^{-1}

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{38\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 38 \%}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1{,}19\ \text{g HCl 38 \%}}{1\ \text{cm}^3\ \text{HCl 38 \%}} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{HCl 38 \%}}{1\ \text{L HCl 38 \%}} = 12{,}4\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.169. Se mezclan 10,0 mL de una disolución de $NaNO_3$ 0,50 M con 15,0 mL de otra disolución de NaCl 0,10 M y se diluye hasta 50,0 mL. La concentración molar de iones Na^+ es:
a) 0,30 M
b) $0{,}13 \cdot 10^{-3}$ M
c) 6,5 M
d) $6{,}5 \cdot 10^{-3}$ M
e) 0,13 M

(O.Q.N. El Escorial 2012)

- La ecuación química correspondiente a la disolución del $NaNO_3$ es:

$$NaNO_3(s) \rightarrow Na^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

La cantidad de Na^+ contenido en la disolución de $NaNO_3$ es:

$$10{,}0\ \text{mL NaNO}_3\ 0{,}50\ \text{M} \cdot \frac{0{,}50\ \text{mmol NaNO}_3}{1\ \text{mL NaNO}_3\ 0{,}50\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol Na}^+}{1\ \text{mmol NaNO}_3} = 5{,}0\ \text{mmol Na}^+$$

- La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaCl es:

$$NaCl(s) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

La cantidad de Na^+ contenido en la disolución de NaCl es:

$$15{,}0 \text{ mL NaCl } 0{,}50 \text{ M} \cdot \frac{0{,}10 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mL NaCl } 0{,}50 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Na}^+}{1 \text{ mmol NaCl}} = 1{,}5 \text{ mmol Na}^+$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(5{,}0 + 1{,}5) \text{ mmol Na}^+}{50{,}0 \text{ mL disolución}} = 0{,}13 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **e**.

5.170. Se tienen disoluciones de igual molalidad de las siguientes sales; la disolución cuyo punto de congelación es más bajo es:
a) NaBr
b) $Al(NO_3)_3$
c) KCH_3COO
d) $LiNO_3$
e) $CaCl_2$

(O.Q.N. El Escorial 2012)

El descenso del punto de fusión de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\,(n-1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Como todas las disoluciones acuosas tienen la misma concentración molal, tendrá mayor descenso de la temperatura de congelación la disolución con el soluto que proporcione el mayor valor de n.

Las ecuaciones correspondientes a las disociaciones iónicas proporcionan en valor de n.

a) Falso. $NaBr(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Br^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 2$

b) **Verdadero**. $Al(NO_3)_3(aq) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3\ NO_3^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 4$

c) Falso. $KCH_3COO(aq) \rightarrow K^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 2$

d) Falso. $LiNO_3(aq) \rightarrow Li^+(aq) + NO_3^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 2$

e) Falso. $CaCl_2(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 3$

La sustancia que presenta mayor valor de n con una disociación prácticamente total es $Al(NO_3)_3$, por lo tanto, su disolución es la que presenta mayor descenso de la temperatura de congelación.

La respuesta correcta es la **b**.

5.171. ¿Cuál es la molaridad de la disolución preparada mezclando 60 mL de disolución 0,40 M de HCl con 40 mL del mismo ácido 0,10 M?
a) 0,35 mol L^{-1}
b) 0,28 mol L^{-1}
c) 0,17 mol L^{-1}
d) Faltan datos.

(O.Q.L. Murcia 2012)

La cantidad de HCl contenido en la disolución 0,40 M es:

$$60 \text{ mL HCl } 0{,}40 \text{ M} \cdot \frac{0{,}40 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0{,}40 \text{ M}} = 24 \text{ mmol HCl}$$

La cantidad de HCl contenido en la disolución 0,10 M es:

$$40\ \text{mL HCl 0,10 M}\cdot\frac{0{,}10\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,10 M}}=4{,}0\ \text{mmol HCl}$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(24+4{,}0)\ \text{mmol HCl}}{(60+40)\ \text{mL disolución}}=0{,}28\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.172. Para preparar un litro de disolución 1,00 molar de carbonato de calcio en agua se disuelven:
a) 100 g de sólido.
b) 50 g de sólido.
c) 84 g de sólido.
d) No se puede preparar.

(O.Q.L. Murcia 2012)

La masa de sólido a disolver para preparar la disolución es:

$$1\ \text{L}\ CaCO_3\ 1{,}00\ \text{M}\cdot\frac{1{,}00\ \text{mol}\ CaCO_3}{1\ \text{L}\ CaCO_3\ 1\ \text{M}}\cdot\frac{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3}=100\ \text{g}\ CaCO_3$$

Es preciso tener en cuenta que el carbonato de calcio es una sustancia con muy pequeña solubilidad (0,0013 g/100 mL H_2O a 20 °C), por tanto, es imposible disolver esa cantidad de $CaCO_3$ en 1 L de agua.

La respuesta correcta es la **d**.

5.173. Un estudiante necesita medir 30,0 g de metanol (ρ = 0,7914 g mL^{-1} a 25 °C), pero solo dispone de una probeta. ¿Qué volumen de metanol deberá medir para tener los 30,0 g requeridos?
a) 23,7 mL
b) 30,0 mL
c) 32,4 mL
d) 37,9 mL

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Aplicando el concepto de densidad:

$$30{,}0\ \text{g}\ CH_3OH\cdot\frac{1\ \text{mL}\ CH_3OH}{0{,}7914\ \text{g}\ CH_3OH}=37{,}9\ \text{mL}\ CH_3OH$$

No osbtante, ese volumen no es posible medirlo con una probeta, se podrían medir 38 mL, por lo tanto, sería más adecuado utilizar una bureta.

La respuesta correcta es la **d**.

5.174. Una muestra de 65,25 g de $CuSO_4{\cdot}5H_2O$ (M_r = 249,7) se disuelve en agua para dar lugar a 800 mL de disolución. ¿Qué volumen de esta disolución debe ser diluido con agua para obtener 1,00 L de una disolución 0,100 M de $CuSO_4$?
a) 3,27 mL
b) 81,6 mL
c) 209 mL
d) 306 mL

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

La cantidad de $CuSO_4{\cdot}5H_2O$ necesaria para preparar la disolución es:

$$1{,}00\ \text{L}\ CuSO_4\ 1{,}00\ \text{M} \cdot \frac{1{,}00\ \text{mol}\ CuSO_4}{1\ \text{L}\ CuSO_4\ 1{,}00\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CuSO_4 \cdot 5H_2O}{1{,}00\ \text{mol}\ CuSO_4} = 0{,}100\ \text{mol}\ CuSO_4 \cdot 5H_2O$$

Relacionando $CuSO_4{\cdot}5H_2O$ con la disolución concentrada:

$$0{,}100\ \text{mol}\ CuSO_4 \cdot 5H_2O \cdot \frac{249{,}7\ \text{g}\ CuSO_4 \cdot 5H_2O}{1\ \text{mol}\ CuSO_4 \cdot 5H_2O} \cdot \frac{800\ \text{mL disolución}}{65{,}25\ \text{g}\ CuSO_4 \cdot 5H_2O} = 306\ \text{mL disolución}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.175. Se desea preparar una disolución 0,250 molal de cloruro de sodio. Si se parte de 500 g del 90,0 % de pureza, ¿cuántos kg de agua deberán añadirse al recipiente que contiene la sal?
a) 0,030 kg
b) 34,18 kg
c) 8,50 kg
d) 30,76 kg

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

La cantidad de NaCl a disolver es:

$$500\ \text{g NaCl}\ 90{,}0\ \% \cdot \frac{90{,}0\ \text{g NaCl}}{100\ \text{g NaCl}\ 90{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}} = 7{,}69\ \text{mol NaCl}$$

Aplicando el concepto de molalidad:

$$7{,}69\ \text{mol NaCl} \cdot \frac{1\ \text{kg}\ H_2O}{0{,}250\ \text{mol NaCl}} = 30{,}8\ \text{kg}\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2000).

5.176. Se preparan 672,3 mL de disolución de ácido clorhídrico del 25 % en masa y densidad 1,19 g mL^{-1}. A esta disolución se le añaden 200 g de agua con lo que el porcentaje en masa de la nueva disolución será:
a) 2,5 %
b) 8,3 %
c) 15 %
d) 20 %

(O.Q.L. Asturias 2012) (O.Q.L. Baleares 2015)

La masa de disolución de HCl a diluir es:

$$672{,}3\ \text{mL HCl}\ 25\ \% \cdot \frac{1{,}19\ \text{g HCl}\ 25\ \%}{1\ \text{mL HCl}\ 25\ \%} = 800\ \text{g HCl}\ 25\ \%$$

La cantidad de HCl que contiene la disolución es:

$$800\ \text{g HCl}\ 25\ \% \cdot \frac{25\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl}\ 25\ \%} = 200\ \text{g HCl}$$

Si se añaden 200 g de H_2O a la disolución su concentración expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{200\ \text{g HCl}}{(800 + 200)\ \text{g disolución}} \cdot 100 = 20\ \%\ \text{HCl}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.177. Calcule la concentración molar de una disolución al mezclar 25 mL de una disolución de hidróxido de sodio 2,0 M con 165 mL de otra disolución de hidróxido de sodio 0,40 M:
a) 1,3 M
b) 0,3 M
c) 6,1 M
d) 0,61 M

(O.Q.L. Madrid 2012)

La cantidad de NaOH contenido en cada disolución es:

$$25\text{ mL NaOH } 2{,}0\text{ M}\cdot\frac{2{,}0\text{ mmol NaOH}}{1\text{ mL NaOH } 2{,}0\text{ M}} = 50\text{ mmol NaOH}$$

$$165\text{ mL NaOH } 0{,}40\text{ M}\cdot\frac{0{,}40\text{ mmol NaOH}}{1\text{ mL NaOH } 0{,}40\text{ M}} = 66\text{ mmol NaOH}$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(50+66)\text{ mmol HCl}}{(25+165)\text{ mL disolución}} = 0{,}61\text{ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.178. ¿Hasta qué volumen hay que diluir 1,00 L de ácido sulfúrico de riqueza 92,0 % en masa y densidad 1,824 g cm^{-3} para que su concentración sea 1,00 mol L^{-1}?
a) 17,1 L
b) 16,1 L
c) 1,07 L
d) 10,2 L
e) 8,05 L

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014)

La cantidad de H_2SO_4 contenido en la disolución concentrada es:

$$1{,}00\text{ L } H_2SO_4\ 92\ \%\cdot\frac{10^3\text{ cm}^3\ H_2SO_4\ 92{,}0\ \%}{1\text{ L } H_2SO_4\ 92{,}0\ \%}\cdot\frac{1{,}824\text{ g } H_2SO_4\ 92{,}0\ \%}{1\text{ cm}^3\ H_2SO_4\ 92{,}0\ \%} = 1\,824\text{ g } H_2SO_4\ 92{,}0\ \%$$

$$1\,824\text{ g } H_2SO_4\ 92{,}0\ \%\cdot\frac{92{,}0\text{ g } H_2SO_4}{100\text{ g } H_2SO_4\ 92{,}0\ \%}\cdot\frac{1\text{ mol } H_2SO_4}{98{,}1\text{ g } H_2SO_4} = 17{,}1\text{ mol } H_2SO_4$$

El volumen de disolución 1,00 M que se puede preparar con esa cantidad de soluto es:

$$17{,}1\text{ mol } H_2SO_4\cdot\frac{1\text{ L } H_2SO_4\ 1{,}0\text{ M}}{1{,}0\text{ mol } H_2SO_4} = 17{,}1\text{ L } H_2SO_4\ 1{,}0\text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.179. Una disolución que contiene 296,6 g de $Mg(NO_3)_2$ por litro de disolución tiene una densidad de 1,114 g mL^{-1}. La molaridad de la disolución es:
a) 2,000 M
b) 2,446 M
c) 6,001 M
d) 1,805 M
e) 1,000 M

(O.Q.N. Alicante 2013)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{296{,}6 \text{ g Mg(NO}_3)_2}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg(NO}_3)_2}{148{,}3 \text{ g Mg(NO}_3)_2} = 2{,}000 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.180. En la etiqueta de una botella que contiene ácido sulfúrico figuran los siguientes datos: riqueza = 98,0 %, densidad 1,84 g mL^{-1}, masa molecular = 98,1. ¿Cuál es la molaridad de la disolución ácido sulfúrico contenido en la botella?
a) 18,4 M
b) 15 M
c) 11,4 M
d) 10,5 M
e) 9,8 M

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Tomando como base de cálculo 100 g de H_2SO_4 del 98,0 %, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{98{,}0 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4\ 98\ \%} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98{,}1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1{,}84 \text{ g H}_2\text{SO}_4\ 98{,}0\ \%}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4\ 98{,}0\ \%} \cdot \frac{10^3 \text{ mL H}_2\text{SO}_4\ 98{,}0\ \%}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4\ 98{,}0\ \%} = 18{,}4 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.181. Una disolución de etanol contiene un 12,0 % en masa de etanol y su densidad es 0,976 g mL^{-1}. La molaridad de esta disolución es:
a) 0,177 M
b) 2,546 M
c) 3,66 M
d) 176,8 M

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Tomando como base de cálculo 100 g de C_2H_5OH del 12,0 %, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{12{,}0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46{,}0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{0{,}976 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 2{,}55 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.182. La presión de vapor de una disolución de fluoruro de potasio en agua a una determinada temperatura es:
a) Menor que la presión de vapor del agua pura a esa temperatura.
b) Proporcional a la fracción molar del fluoruro de potasio.
c) Mayor que la presión de vapor del agua pura a esa temperatura.
d) Proporcional al punto de ebullición del fluoruro de potasio.

(O.Q.L. La Rioja 2013)

La presión parcial que ejerce el vapor procedente de un líquido en una mezcla, se calcula mediante la ley de Raoult (1882):

$$p = p°\,(1 - x_s) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p° = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

La presión de vapor es directamente proporcional a la fracción molar del disolvente, $x_d = (1 - x_s)$, que siempre es menor que la unidad, por lo tanto, al añadir soluto, la presión de vapor de la disolución es menor que la del agua.

La respuesta correcta es la **a**.

5.183. Se prepara una disolución mezclando ácido nítrico al 80 % en masa con otro al 30 % en masa. ¿Cuántos gramos de cada disolución se necesitan para preparar 200 g de disolución de ácido nítrico al 40 %?

	Ácido 80 %	Ácido 30 %
a)	40	160
b)	50	150
c)	160	40

d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Asturias 2013)

Relacionando los gramos de HNO_3 y de cada disolución necesarios para preparar la mezcla:

$$\frac{x\text{ g HNO}_3\text{ 80 \%}\cdot\dfrac{80\text{ g HNO}_3}{100\text{ g HNO}_3\text{ 80 \%}}+(200-x)\text{ g HNO}_3\text{ 30 \%}\cdot\dfrac{30\text{ g HNO}_3}{100\text{ g HNO}_3\text{ 30 \%}}}{200\text{ g disolución}}100=40\ \%$$

Se obtiene, x = 40 g HNO_3 80 % y 160 g HNO_3 30 %.

La respuesta correcta es la **a**.

5.184. Se prepara una disolución de permanganato de potasio diluyendo 1 mL de disolución 0,1 M a un volumen final de 1 L. De la disolución anterior se toman 10 mL y se afora con agua hasta 100 mL. ¿Qué concentración tendrá la nueva disolución?
a) 0,01 M
b) 10^{-4} M
c) 10^{-5} M
d) 10^{-6} M

(O.Q.L. Asturias 2013)

La concentración molar de la primera disolución es:

$$\frac{1\text{ mL KMnO}_4\text{ 0,1 M}}{10^3\text{ mL disolución}}\cdot\frac{0{,}1\text{ mmol KMnO}_4}{1\text{ mL KMnO}_4\text{ 0,1 M}}=10^{-4}\text{ M}$$

Si se toman 10 mL de la disolución anterior y se diluyen hasta 100 mL, la concentración de la disolución resultante es:

$$\frac{10\text{ mL KMnO}_4\ 10^{-4}\text{ M}}{100\text{ mL disolución}}\cdot\frac{10^{-4}\text{ mmol KMnO}_4}{1\text{ mL KMnO}_4\ 10^{-4}\text{ M}}=10^{-5}\text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.185. El cloruro de magnesio se disuelve en agua para formar:
a) Moléculas de $MgCl_2$ hidratadas.
b) Iones Mg^{2+} hidratados e iones Cl^- hidratados.
c) Iones Mg^{2+} hidratados e iones Cl_2^{2-} hidratados.
d) Átomos de Mg hidratados y moléculas de Cl_2 hidratadas.

(O.Q.L. Asturias 2013) (O.Q.L. Baleares 2015)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del cloruro de magnesio, $MgCl_2$, es:

$$MgCl_2(s) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.186. ¿Cuántos moles de ion sulfato hay en 100 mL de una disolución 0,002 M de $Fe_2(SO_4)_3$?
a) $2 \cdot 10^{-4}$
b) $6 \cdot 10^{-4}$
c) $2 \cdot 10^{-1}$
b) $6 \cdot 10^{-1}$

(O.Q.L. Madrid 2013)

La ecuación química correspondiente a disociación iónica del $Fe_2(SO_4)_3$ es:

$$Fe_2(SO_4)_3(aq) \rightarrow 2\ Fe^{3+}(aq) + 3\ SO_4^{2-}(aq)$$

La cantidad de SO_4^{2-} contenido en la disolución propuesta es:

$$0{,}1\ L\ Fe_2(SO_4)_3\ 0{,}002\ M \cdot \frac{0{,}002\ mol\ Fe_2(SO_4)_3}{1\ L\ Fe_2(SO_4)_3\ 0{,}002\ M} \cdot \frac{3\ mol\ SO_4^{2-}}{1\ mol\ Fe_2(SO_4)_3} = 6 \cdot 10^{-4}\ mol\ SO_4^{2-}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.187. Una disolución acuosa de amoniaco del 26,67 % en masa tiene una densidad de 0,902 g cm^{-3}. La densidad de una disolución del 13,14 % en masa será:
a) Mayor que 0,902 g cm^{-3}
b) Menor que 0,902 g cm^{-3}
c) Aproximadamente la mitad de 0,902 g cm^{-3}
d) Igual a 0,902 g cm^{-3}

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

Al tratarse de una disolución menos concentrada, contiene más H_2O. Como en condiciones normales el H_2O es líquida y, por tanto, más densa que el NH_3, que en las mismas condiciones es gas, la densidad de la disolución de riqueza 13,14 % debe aumentar y ser mayor que 0,902 g cm^{-3}.

La respuesta correcta es la **a**.

5.188. Una disolución acuosa de ácido nítrico del 52,56 % en masa tiene una densidad de 1,325 g cm^{-3}. El porcentaje en masa de una disolución de densidad 1,150 g cm^{-3} será:
a) Menor que 52,56 %
b) Mayor que 52,56 %
c) Aproximadamente igual a 52,56 %
d) 63 %

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

El HNO_3 es un líquido que condiciones normales es más denso que el H_2O. Una disolución con menor densidad contendrá menor cantidad de soluto (HNO_3), por lo que su riqueza será menor del 52,56 %.

La respuesta correcta es la **a**.

5.189. Para tener una disolución de ácido clorhídrico 0,0135 M a partir de otra 0,135 M se ha de tomar:
a) 1 mL de la disolución y añadir agua hasta un volumen final de 100 mL.
b) 10 mL de la disolución y añadir agua hasta un volumen final de 1 mL.
c) 25 mL de la disolución y añadir agua hasta un volumen final de 250 mL.
d) 10 mL de la disolución y añadir agua hasta un volumen final de 250 mL.

(O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Sevilla 2017)

La disolución a preparar tiene una concentración molar 10 veces menor que la disolución original, por lo tanto, el volumen de disolución resultante deberá ser 10 veces mayor que el volumen de disolución concentrada de partida.

$$\frac{250 \text{ mL disolución diluida}}{25 \text{ mL disolución concentrada}} = \frac{10}{1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.190. Si la densidad de una disolución acuosa de amoniaco es 0,947 g cm^{-3}:
a) La masa de un cm^3 de disolución es 0,947 g.
b) Hay 0,947 g de amoniaco en un cm^3 de disolución.
c) 17 g de disolución ocupan un volumen de 22,4 L.
d) 0,947 g de amoniaco ocupan un volumen de 1 cm^3.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

De acuerdo con el concepto de densidad la respuesta correcta es la **a**.

5.191. Para preparar 2,00 L de disolución acuosa 1,00 M de cloruro de amonio hay que disolver:
a) 107 g
b) 203 g
c) 99 g
d) No se puede preparar porque es insoluble.

(O.Q.L. Murcia 2013)

La masa de NH_4Cl a disolver para preparar 2,00 L de disolución 1,00 M es:

$$2{,}00 \text{ L } NH_4Cl \text{ 1,00 M} \cdot \frac{1{,}00 \text{ mol } NH_4Cl}{1 \text{ L } NH_4Cl \text{ 1,00 M}} \cdot \frac{53{,}5 \text{ g } NH_4Cl}{1 \text{ mol } NH_4Cl} = 107 \text{ g } NH_4Cl$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.192. Cuando nieva se echa sal a la calzada para:
a) Impedir que la luz intensa se refleje y deslumbre.
b) Que se volatilice el hielo.
c) Favorecer la fusión del hielo.
d) Que se forme hielo duro y no patinen los vehículos.

(O.Q.L. Murcia 2013)

Al añadir un soluto no volátil a un disolvente, su temperatura de congelación desciende de acuerdo con la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\, (n - 1)] \quad \rightarrow \quad \begin{cases} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Por este motivo, al añadir NaCl a la nieve (H_2O) se consigue que la temperatura de congelación de la disolución formada descienda por debajo de la temperatura de congelación normal del H_2O, 0 °C, y por lo tanto, no se formen las placas de hielo.

La respuesta correcta es la **c**.

5.193. El fenómeno de la ósmosis entre dos disoluciones de distinta concentración se produce cuando a través de una membrana de permeabilidad diferencial pasan moléculas de:
a) Soluto de la disolución concentrada a la diluida.
b) Disolvente de la disolución concentrada a la diluida.
c) Disolvente de la disolución diluida a la concentrada.
d) Soluto de la disolución diluida a la concentrada.

(O.Q.L. Murcia 2013) (O.Q.L. Murcia 2016)

La ósmosis es un fenómeno físico que consiste en el paso de las moléculas de disolvente desde una disolución diluida (hipotónica) a una disolución concentrada (hipertónica) a través de una membrana semipermeable hasta que ambas ejercen la misma presión osmótica (isotónicas).

La respuesta correcta es la **c**.

5.194. Si agitas una botella de un refresco con gas, salta el tapón. Esto indica que la solubilidad de los gases en el agua:
a) Aumenta al agitar.
b) Es menor si la temperatura aumenta.
c) Disminuye al enfriar.
d) Se incrementa al suministrar energía.

(O.Q.L. Murcia 2013)

Si se agita el líquido contenido en la botella, las moléculas de gas disueltas en él aumentan su energía y con ello su temperatura, lo que hace que disminuya la solubilidad del gas en el líquido, esto hace que las moléculas de gas escapen de la disolución y, por lo tanto, aumente la presión en el interior de la botella y el tapón salga despedido.

La respuesta correcta es la **b**.

5.195. Al mezclar 500 mL de disolución de ácido clorhídrico 0,10 M con 125 mL de otra disolución 0,20 M del mismo ácido se obtiene una nueva disolución cuya concentración es, aproximadamente:
a) 0,18 M
b) 0,50 M
c) 0,12 M
d) 0,02 M
e) 0,01 M

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La cantidad de HCl contenido en cada disolución es, respectivamente:

$$500\ \text{mL HCl}\ 0{,}10\ \text{M}\cdot\frac{0{,}10\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl}\ 0{,}10\ \text{M}} = 50\ \text{mmol HCl}$$

$$125\ \text{mL HCl}\ 0{,}20\ \text{M}\cdot\frac{0{,}20\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl}\ 0{,}20\ \text{M}} = 25\ \text{mmol HCl}$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(50+25)\ \text{mmol HCl}}{(500+125)\ \text{mL disolución}} = 0{,}12\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2012).

5.196. Si una disolución de NaCl es 0,10 m; su fracción molar es:
a) 0,095
b) 0,0010
c) 0,10
d) 0,0018
e) 0,018

(O.Q.L. Madrid 2014)

Considerando una cantidad de disolución tal que contenga 0,10 mol de NaCl en 1 kg de H_2O, la fracción molar de soluto es:

$$x = \frac{0{,}10 \text{ mol NaCl}}{0{,}10 \text{ mol NaCl} + 1 \text{ kg } H_2O \cdot \dfrac{10^3 \text{ g } H_2O}{1 \text{ kg } H_2O} \cdot \dfrac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O}} = 0{,}0018$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.197. Se mezclan 150,0 mL de una disolución de H_2SO_4 0,100 M y 50,0 mL de otra disolución de K_2SO_4 0,200 M. ¿Cuál es la concentración molar de iones sulfato en la mezcla final?
a) $1{,}25 \cdot 10^{-1}$ M
b) $9{,}37 \cdot 10^{-3}$ M
c) $1{,}5 \cdot 10^{-3}$ M
d) $2{,}5 \cdot 10^{-3}$ M
e) 0,3 M

(O.Q.L. Madrid 2014)

▪ La ecuación química correspondiente a la disolución del H_2SO_4 es:

$$H_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La cantidad de SO_4^{2-} contenido en la disolución de H_2SO_4 es:

$$150{,}0 \text{ mL } H_2SO_4\ 0{,}100 \text{ M} \cdot \frac{0{,}100 \text{ mmol } H_2SO_4}{1 \text{ mL } H_2SO_4\ 0{,}100 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } SO_4^{2-}}{1 \text{ mmol } H_2SO_4} = 15{,}0 \text{ mmol } SO_4^{2-}$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2SO_4 es:

$$K_2SO_4(s) \rightarrow 2\ K^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La cantidad de SO_4^{2-} contenido en la disolución de K_2SO_4 es:

$$50{,}0 \text{ mL } K_2SO_4\ 0{,}200 \text{ M} \cdot \frac{0{,}200 \text{ mmol } K_2SO_4}{1 \text{ mL } K_2SO_4\ 0{,}200 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } SO_4^{2-}}{1 \text{ mmol } K_2SO_4} = 10{,}0 \text{ mmol } SO_4^{2-}$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(15{,}0 + 10{,}0) \text{ mmol } SO_4^{2-}}{(150{,}0 + 50{,}0) \text{ mL disolución}} = 0{,}125 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2008 y País Vasco 2010).

5.198. Si se disuelven 46 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, en 750 mL de agua, ¿cuál será la molalidad de la disolución resultante?
a) $3 \cdot 10^{-4}$
b) 0,6
c) 0,34
d) 613

(O.Q.L. La Rioja 2014)

Suponiendo para el agua densidad de 1,0 g mL^{-1} y aplicando el concepto de molalidad:

$$\frac{46 \text{ g } C_6H_{12}O_6}{750 \text{ mL } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180{,}0 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{1 \text{ mL } H_2O}{1{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{10^3 \text{ g } H_2O}{1 \text{ kg } H_2O} = 0{,}34 \text{ mol kg}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.199. La masa de una disolución formada por 100,0 mL de agua y 12,50 mL de ácido sulfúrico comercial (96 % en masa y densidad 1,840 g mL^{-1}) es:
a) 107,0 g
b) 112,5 g
c) 116,5 g
d) 123,0 g

(O.Q.L. Asturias 2014)

Suponiendo que el agua tiene una densidad de 1,000 g mL^{-1}, la masa de la disolución es:

$$12{,}50 \text{ mL } H_2SO_4\ 96\ \% \cdot \frac{1{,}840 \text{ g } H_2SO_4\ 96\ \%}{1 \text{ mL } H_2SO_4\ 96\ \%} + 100{,}0 \text{ mL } H_2O \cdot \frac{1{,}000 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mL } H_2O} = 123{,}0 \text{ g disolución}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.200. Se desea preparar 500 mL de disolución de HCl 0,050 M a partir del reactivo comercial del 37 % (m/m) y 1,17 g mL^{-1} de densidad. ¿Qué volumen de reactivo se necesita tomar?
a) 2,1 mL
b) 1,2 mL
c) 2,9 mL
d) 1,8 mL
e) 3,5 mL

(O.Q.L. País Vasco 2014)

La masa de HCl que se necesita para preparar la disolución es:

$$500 \text{ mL HCl } 0{,}050 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 0{,}050 \text{ M}}{10^3 \text{ mL HCl } 0{,}050 \text{ M}} \cdot \frac{0{,}050 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0{,}050 \text{ M}} \cdot \frac{36{,}5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 0{,}91 \text{ g HCl}$$

Como se dispone de disolución de riqueza 37 % y densidad 1,17 g mL^{-1}, el volumen necesario es:

$$0{,}91 \text{ g HCl} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 37\ \%}{37 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 37\ \%}{1{,}1{,}7 \text{ g HCl } 37\ \%} = 2{,}1 \text{ mL HCl } 37\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.201. Se prepara una disolución de benceno y tolueno con una razón molar de 3/1. Sabiendo que las presiones de vapor de los líquidos puros a 25 °C son, para el benceno 95,1 mmHg y para el tolueno 28,4 mmHg, y suponiendo comportamiento ideal, la presión de vapor (en mmHg) de la disolución es:
a) 313,7
b) 78,4
c) 123,5
d) 45,1
e) 408,8

(O.Q.N. Madrid 2015)

La presión parcial que ejerce el vapor procedente de un líquido en una mezcla, se calcula mediante la expresión:

$$p_{\text{i}} = p_{\text{i}}^{\text{o}}\, x_{\text{i}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p_{\text{i}} = \text{presión parcial del componente i} \\ p_{\text{i}}^{\text{o}} = \text{presión de vapor del componente i puro} \\ x_{\text{i}} = \text{fracción molar del componente i en la fase líquida} \end{cases}$$

Las presiones parciales respectivas son:

$$p_{C_6H_6} = 95{,}1 \text{ mmHg} \cdot \frac{3 \text{ mol } C_6H_6}{3 \text{ mol } C_6H_6 + 1 \text{ mol } C_6H_5CH_3} = 71{,}3 \text{ mmHg}$$

$$p_{C_6H_5CH_3} = 28{,}4\ \text{mmHg} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_5CH_3}{3\ \text{mol}\ C_6H_6 + 1\ \text{mol}\ C_6H_5CH_3} = 7{,}1\ \text{mmHg}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla gaseosa:

$$p_t = p_{C_6H_6} + p_{C_6H_5CH_3} = (71{,}3 + 7{,}1)\ \text{mmHg} = 78{,}4\ \text{mmHg}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.202. Una disolución acuosa de CH_3CH_2OH 1,89 molal tiene una densidad de 0,982 g mL^{-1}. Su molaridad es:
a) 1,89
b) 1,05
c) 0,94
d) 1,71
e) 1,00

(O.Q.N. Madrid 2015)

Una disolución 1,89 molal contiene 1,89 mol de soluto en 1 kg de H_2O. Las masas de soluto y disolución correspondientes son:

$$\left.\begin{array}{r} 1{,}89\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH \cdot \dfrac{46{,}0\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH} = 86{,}9\ \text{g}\ CH_3CH_2OH \\ 1\ \text{kg}\ H_2O \cdot \dfrac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = 10^3\ \text{g}\ H_2O \end{array}\right\} \rightarrow \quad 1{,}09 \cdot 10^{3}\ \text{g disolución}$$

De acuerdo con el concepto de molaridad:

$$\frac{1{,}89\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH}{1{,}09 \cdot 10^{3}\ \text{g disolución}} \cdot \frac{0{,}982\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{L disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 1{,}71\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.203. ¿Cuál de las disoluciones acuosas 1 m de los siguientes compuestos tiene menor punto de congelación?
a) $CaCl_2$
b) $C_6H_{12}O_6$
c) KCl
d) NH_4Cl
e) CH_3CH_2OH

(O.Q.N. Madrid 2015)

El descenso del punto de congelación de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m\, [1 + \alpha\, (n - 1)] \quad \rightarrow \quad \left\{\begin{array}{l} k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{array}\right.$$

Como todas las disoluciones acuosas tienen la misma concentración molal, tendrá mayor descenso de la temperatura de congelación la disolución con el soluto que proporcione el mayor valor de n.

Las ecuaciones correspondientes a las disociaciones iónicas proporcionan en valor de n.

a) **Verdadero**. $CaCl_2(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 3$

b) Falso. $C_6H_{12}O_6$ no se disocia en iones $(\alpha = 0)$

c) Falso. $KCl(aq) \rightarrow K^{+}(aq) + Cl^{-}(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 2$

d) Falso. $NH_4Cl(aq) \rightarrow NH_4^{+}(aq) + Cl^{-}(aq)$ $(\alpha \approx 1)$ $n = 2$

e) Falso. CH_3CH_2OH no se disocia en iones $(\alpha = 0)$

La sustancia que presenta mayor valor de n con una disociación prácticamente total es $CaCl_2$, por tanto, su disolución es la que presenta mayor descenso crioscópico y, por tanto, menor temperatura de congelación.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012).

5.204. Un vino tinto tiene una densidad de 0,995 kg L^{-1} y una graduación de 11°. Este valor es, en realidad, un porcentaje en volumen del etanol, CH_3CH_2OH, que contiene el vino. ¿Cuál es la molaridad del etanol en el vino si la densidad del etanol es 0,793 kg L^{-1}?
a) 2,375 M
b) 0,1893 M
c) 1,893 M
d) 0,2375 M

(O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Baleares 2016) (O.Q.L. Madrid 2016)

Cambiando las unidades de la densidad del etanol:

$$\frac{0{,}793 \text{ kg } CH_3CH_2OH}{1 \text{ L } CH_3CH_2OH} \cdot \frac{1 \text{ L } CH_3CH_2OH}{10^3 \text{ mL } CH_3CH_2OH} \cdot \frac{10^3 \text{ g } CH_3CH_2OH}{1 \text{ kg } CH_3CH_2OH} = 0{,}793 \text{ g mL}^{-1}$$

Tomando como base de cálculo 100 mL vino, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{11 \text{ mL } CH_3CH_2OH}{100 \text{ mL vino}} \cdot \frac{0{,}793 \text{ g } CH_3CH_2OH}{1 \text{ mL } CH_3CH_2OH} \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_3CH_2OH}{46{,}0 \text{ g } CH_3CH_2OH} \cdot \frac{10^3 \text{ mL vino}}{1 \text{ L vino}} = 1{,}9 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010 y Extremadura 2013).

5.205. Se dispone de dos disoluciones. La primera es de ácido clorhídrico 0,30 M y la segunda del mismo ácido y 0,20 M.
a) La cantidad de ácido en 20 mL de la primera es igual a la cantidad de ácido en 30 mL de la segunda.
b) Si se mezclan 20 mL de la primera con 20 mL de la segunda la concentración resultante es 0,50 M.
c) La concentración del ácido en 20 mL de la primera es igual a la de 30 mL de la segunda.
d) Ninguna de las afirmaciones anteriores es correcta.

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

a) **Verdadero**. La cantidad de HCl contenido en cada disolución es, respectivamente:

$$20 \text{ mL HCl } 0{,}30 \text{ M} \cdot \frac{0{,}30 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0{,}30 \text{ M}} = 6{,}0 \text{ mmol HCl}$$

$$30 \text{ mL HCl } 0{,}20 \text{ M} \cdot \frac{0{,}20 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0{,}20 \text{ M}} = 6{,}0 \text{ mmol HCl}$$

b) Falso. Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(6{,}0 + 6{,}0) \text{ mmol HCl}}{(20 + 30) \text{ mL disolución}} = 0{,}24 \text{ M}$$

c) Falso. Las concentraciones de las disoluciones no dependen de las cantidades de las mismas.

La respuesta correcta es la **a**.

5.206. ¿Cuántos moles de iones nitrato hay en 100 mL de disolución 0,20 M de nitrato de aluminio, $Al(NO_3)_3$?
a) $2,0 \cdot 10^{-2}$ mol
b) $4,0 \cdot 10^{-2}$ mol
c) $6,0 \cdot 10^{-2}$ mol
d) $1,0 \cdot 10^{-1}$ mol
e) $3,0 \cdot 10^{-2}$ mol

(O.Q.L. Madrid 2015)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $Al(NO_3)_3$ es:

$$Al(NO_3)_3(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3\ NO_3^-(aq)$$

La cantidad de iones NO_3^- contenidos en la disolución es:

$$100\ mL\ Al(NO_3)_3\ 0,20\ M \cdot \frac{1\ L\ Al(NO_3)_3}{10^3\ mL\ Al(NO_3)_3} \cdot \frac{0,20\ mol\ Al(NO_3)_3}{1\ L\ Al(NO_3)_3\ 0,20\ M} \cdot \frac{3\ mol\ NO_3^-}{1\ mol\ Al(NO_3)_3} = 0,060\ mol\ NO_3^-$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999).

5.207. La solubilidad del cloruro de potasio, KCl, en agua a 20 °C es de 32 g L^{-1}. Si a 20 °C se disuelven 3,0 g de KCl en 100 cm^3 de agua, se obtiene una disolución:
a) Diluida
b) Saturada
c) Muy diluida
d) Sobresaturada
e) Concentrada

(O.Q.L. Madrid 2015)

La concentración de la disolución obtenida expresada en g L^{-1} es:

$$\frac{3,0\ g\ KCl}{100\ cm^3\ H_2O} \cdot \frac{10^3\ cm^3\ H_2O}{1\ L\ H_2O} = 30\ g\ L^{-1}$$

Este valor es inferior al de la solubilidad a esa temperatura, sin embargo, es muy cercano al mismo por lo que se puede decir que se trata de una disolución concentrada.

La respuesta correcta es la **e**.

5.208. Se parte de 100 mL de una disolución 0,500 M de cloruro de calcio. Se divide la misma en dos fracciones de 32 mL y 68 mL. A la primera fracción (32 mL) se le añaden 122 mL de agua. A la segunda (68 mL) se le añaden 461 mL de agua. Por último se juntan ambas fracciones. ¿Cuántos mmol de ion cloruro habrá en la mezcla final?
a) 10
b) 50
c) 100
d) 55
e) 110

(O.Q.L. Madrid 2015)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $CaCl_2$ es:

$$CaCl_2(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

El volumen de agua añadida a la disolución inicial no afecta a la cantidad de soluto que contiene, por lo tanto, la cantidad de Cl^- contenido en la disolución inicial es:

$$100\ \text{L}\ CaCl_2\ 0{,}500\ \text{M} \cdot \frac{0{,}500\ \text{mmol}\ CaCl_2}{1\ \text{mL}\ CaCl_2\ 0{,}500\ \text{M}} \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ Cl^-}{1\ \text{mmol}\ CaCl_2} = 100\ \text{mmol}\ Cl^-$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.209. Se tiene una disolución acuosa madre A donde la concentración de NaOH es 0,1 M y se quiere preparar, a partir de ella, 25 mL de una disolución con una concentración 0,02 M. Indique la opción que contempla el procedimiento para preparar esta disolución de la forma más exacta:
a) Medir 5 mL de la disolución A con una probeta graduada y realizar la dilución hasta 25 mL en un vaso de precipitados.
b) Medir 2,5 mL de la disolución A con una pipeta graduada y realizar la dilución hasta 25 mL en una probeta.
c) Medir 2,5 mL de la disolución A con una probeta graduada y realizar la dilución hasta 25 mL en la misma probeta.
d) Medir 5 mL de la disolución A con una probeta graduada y realizar la dilución hasta 25 mL en un matraz aforado.
e) Medir 5 mL de la disolución A con una pipeta graduada y realizar la dilución hasta 25 mL en un matraz aforado.

(O.Q.L. Madrid 2015)

La cantidad de NaOH necesario para preparar la disolución diluida (0,02 M) es:

$$25\ \text{mL NaOH}\ 0{,}02\ \text{M} \cdot \frac{0{,}02\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH}\ 0{,}02\ \text{M}} = 0{,}5\ \text{mmol NaOH}$$

El volumen de disolución concentrada (0,1 M) que contiene esa cantidad de soluto es:

$$0{,}5\ \text{mmol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mL NaOH}\ 0{,}1\ \text{M}}{0{,}1\ \text{mmol NaOH}} = 5\ \text{mL NaOH}\ 0{,}1\ \text{M}$$

El procedimiento experimental para la preparación de la disolución es, medir 5 mL de NaOH 0,1 M con una pipeta graduada y diluirlo hasta el volumen deseado en un matraz aforado de 25 mL.

La respuesta correcta es la **e**.

5.210. ¿Qué cantidad de sulfato de sodio hay que añadir a 500 mL de agua para tener una disolución 2 M en Na^+?
a) 0,5 mol
b) 1 mol
c) 2 mol
d) 5 mol

(O.Q.L. Murcia 2015)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_2SO_4 es:

$$Na_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

Suponiendo que la adición de soluto no produce variación en el volumen de la disolución:

$$\frac{x\ \text{mol}\ Na_2SO_4}{500\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ Na^+}{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 2\ \text{M} \quad \rightarrow \quad x = 0{,}5\ \text{mol}\ Na_2SO_4$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.211. La concentración de cloruro de sodio en el agua del mar es 0,50 M, ¿cuántos gramos de la sal, aproximadamente, hay presentes en 1 kg de agua de mar?
a) 30
b) 60
c) 100
d) 300

(O.Q.L. Murcia 2015)

Haciendo la aproximación de 1 kg de agua de mar ocupa un volumen de 1 L:

$$\frac{0{,}50 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{58{,}5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 29 \text{ g NaCl}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.212. Una disolución es un sistema:
a) Homogéneo separable en sus componentes por medios físicos.
b) Heterogéneo constituido por más de un componente.
c) Homogéneo constituido por más de un componente y separable en estos solo por medios químicos.
d) Homogéneo constituido por un solo componente.

(O.Q.L. Murcia 2015)

Una disolución se define como un sistema homogéneo de varios componentes que se pueden separar por medios físicos.

La respuesta correcta es la **a**.

5.213. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una riqueza del 9,0 % en masa y su densidad es 1,05 g cm^{-3}. Indique la molaridad de esta disolución.
a) 0,95 M
b) 1,35 M
c) 0,85 M
d) 0,75 M

(O.Q.L. Galicia 2015)

Tomando como base de cálculo 100 g de H_2SO_4 del 9,0 %, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{9{,}0 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g } H_2SO_4 \text{ } 9{,}0 \text{ \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98{,}1 \text{ g } H_2SO_4} \cdot \frac{1{,}05 \text{ g } H_2SO_4 \text{ } 9{,}0 \text{ \%}}{1 \text{ cm}^3 \text{ } H_2SO_4 \text{ } 9{,}0 \text{ \%}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ } H_2SO_4 \text{ } 9{,}0 \text{ \%}}{1 \text{ L } H_2SO_4 \text{ } 9{,}0 \text{ \%}} = 0{,}96 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2010).

5.214. La concentración del peróxido de hidrógeno (agua oxigenada, H_2O_2) se expresa habitualmente en volúmenes. El volumen es una unidad que indica los litros de oxígeno que, en condiciones normales, se producirán por litro de la disolución del agua oxigenada en la reacción:

$$H_2O_2(aq) \rightarrow H_2O(l) + ½ \, O_2(g)$$

Un agua oxigenada de 110 volúmenes equivale a una concentración molar de:
a) 4,9
b) 8,2
c) 9,8
d) 12,1

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La expresión 110 volúmenes quiere decir que la disolución acuosa produce:

$$\frac{110\ \text{L}\ O_2}{\text{L disolución}\ H_2O_2}$$

Relacionando O_2 con H_2O_2:

$$\frac{110\ \text{L}\ O_2}{\text{L disolución}\ H_2O_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{22{,}4\ \text{L}\ O_2} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ H_2O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 9{,}82\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.215. Si en una botella de ácido clorhídrico comercial se lee: $\rho = 1{,}18\ \text{g cm}^{-3}$, 35,0 % (m/m), su concentración molal es:
a) 14,77 m
b) 1,48 m
c) 0,148 m
d) 0,015 m

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Tomando como base de cálculo 100 g de HCl del 35,0 %, la concentración molal de la disolución es:

$$\frac{35{,}0\ \text{g HCl}}{(100-35{,}0)\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = 14{,}8\ \text{m}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.216. Se ha preparado una disolución con 4,0 g de hidróxido de sodio y 63 g de agua. Se sabe que 10,0 mL de la misma tienen una masa de 12,0 g. Su molaridad será:
a) 2,4 mol L^{-1}
b) 1,6 mol L^{-1}
c) 1,8 mol L^{-1}
d) 2,8 mol L^{-1}

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

De acuerdo con el concepto de molaridad:

$$\frac{4{,}0\ \text{g NaOH}}{(4{,}0+63)\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40{,}0\ \text{g NaOH}} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g disolución}}{10{,}0\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 1{,}8\ \text{mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.217. Se quieren preparar 500 g de una disolución 1,50 m de hidróxido de sodio. ¿Qué masa de soluto se debe tomar?
a) 0,030 kg
b) 28,3 g
c) 0,75 kg
d) 60,0 g

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

De acuerdo con el concepto de molalidad se pueden calcular la razón y la fracción másica de la disolución:

$$\frac{1{,}50\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{kg}\ H_2O} \cdot \frac{40{,}0\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}} \cdot \frac{1\ \text{kg}\ H_2O}{10^3\ \text{g}\ H_2O} = \frac{60{,}0\ \text{g NaOH}}{10^3\ \text{g}\ H_2O} \quad \rightarrow \quad \frac{60{,}0\ \text{g NaOH}}{1{,}06 \cdot 10^3\ \text{g disolución}}$$

La cantidad de soluto contenida en 500 g de la disolución es:

$$500\ \text{g disolución} \cdot \frac{60{,}0\ \text{g NaOH}}{1{,}06 \cdot 10^3\ \text{g disolución}} = 28{,}3\ \text{g NaOH}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.218. Se prepara una disolución diluida transfiriendo 40 mL de una disolución 0,30 M a un matraz aforado de 750 mL, diluyendo hasta la marca del aforado. ¿Cuál es la molaridad de la disolución final?
a) 0,016 M
b) 0,032 M
c) 0,030 M
d) 0,040 M

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Teniendo en cuenta que no se fabrican matraces aforados con una capacidad de 750 mL, la concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{40\ \text{mL disolución } 0{,}30\ \text{M}}{750\ \text{mL disolución final}} \cdot \frac{0{,}30\ \text{mmol soluto}}{1\ \text{mL disolución } 0{,}30\ \text{M}} = 0{,}016\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.219. Si de una disolución saturada de NaCl en agua se evapora la mitad de agua, manteniendo la temperatura constante, ¿cuál será la molaridad de la disolución resultante?
a) El doble de la inicial.
b) La mitad de la inicial.
c) La misma que la inicial.
d) Cuatro veces la inicial.
e) Imposible saberlo si no se hace con más precisión.

(O.Q.L. Murcia 2016) (O.Q.L. Cantabria 2017)

Al evaporar la mitad de agua que contiene la disolución y al estar esta saturada, precipitará al fondo la cantidad de NaCl que no pueda estar en disolución a esa temperatura. Sin embargo, la concentración molar de la disolución será la misma que la de la disolución inicial.

La respuesta correcta es la **c**.

(En Cantabria 2017 se reemplaza NaCl por un sólido insoluble).

5.220. Los gramos de hidróxido de sodio necesarios para preparar 0,5 L de una disolución 0,1 M son:
a) 2
b) 4
c) 8
d) 20

(O.Q.L. Murcia 2016)

La masa de NaOH necesaria para la preparar la disolución es:

$$0{,}5\ \text{L NaOH } 0{,}1\ \text{M} \cdot \frac{0{,}1\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{L NaOH } 0{,}1\ \text{M}} \cdot \frac{40{,}0\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}} = 2\ \text{g NaOH}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2011).

5.221. ¿Qué volumen de agua hay que añadir a 25,0 mL de una disolución de KOH 5,00 M para hacerla 2,00 M?
a) 62,5 mL
b) 37,5 mL
c) 21,4 mL
d) 10,7 mL

(O.Q.L. Murcia 2016)

La cantidad de KOH contenido en la disolución original es:

$$25{,}0 \text{ mL KOH } 5{,}00 \text{ M} \cdot \frac{5{,}00 \text{ mmol KOH}}{1 \text{ mL KOH } 5{,}00 \text{ M}} = 125 \text{ mmol KOH}$$

Considerando volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{125 \text{ mmol KOH}}{(25{,}0 + V) \text{ mL disolución}} = 2{,}00 \text{ M} \quad \rightarrow \quad V = 37{,}5 \text{ mL } H_2O$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.222. Se preparan 250,0 mL de una disolución de 15,5 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, en etanol. ¿Cuál es la molalidad de la disolución resultante?
a) 0,407
b) 0,620
c) 0,439
d) 0,489
(Dato. Densidad de la disolución = 0,8460 g cm^{-3})

(O.Q.L. Madrid 2016)

La masa de la disolución y la cantidad de disolvente (etanol) que contiene son, respectivamente:

$$250{,}0 \text{ mL disolución} \cdot \frac{0{,}8460 \text{ mL disolución}}{1 \text{ mL disolución}} = 211{,}5 \text{ g disolución}$$

$$211{,}5 \text{ g disolución} - 15{,}5 \text{ g } C_6H_{12}O_6 = 196 \text{ g etanol}$$

Aplicando el concepto de molalidad:

$$\frac{15{,}5 \text{ g } C_6H_{12}O_6}{196 \text{ g etanol}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180{,}0 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{10^3 \text{ g etanol}}{1 \text{ kg etanol}} = 0{,}439 \text{ mol kg}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.223. El análisis de una muestra de agua indica que contiene iones Hg^{2+} en una concentración de 10 μg L^{-1}. Por tanto, la cantidad de iones Hg^{2+} por litro de agua es:
a) $3{,}0 \cdot 10^{15}$ iones Hg^{2+}
b) $3{,}0 \cdot 10^{16}$ iones Hg^{2+}
c) $3{,}0 \cdot 10^{17}$ iones Hg^{2+}
d) $3{,}0 \cdot 10^{18}$ iones Hg^{2+}

(O.Q.L. Madrid 2016)

La cantidad de iones Hg^{2+} por litro de agua es:

$$1 \text{ L agua} \cdot \frac{10\ \mu\text{g } Hg^{2+}}{1 \text{ L agua}} \cdot \frac{10^{-6} \text{ g } Hg^{2+}}{1\ \mu\text{g } Hg^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Hg^{2+}}{200{,}6 \text{ g } Hg^{2+}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ iones } Hg^{2+}}{1 \text{ mol } Hg^{2+}} = 3{,}0 \cdot 10^{16} \text{ iones } Hg^{2+}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.224. Los componentes inorgánicos que se encuentran en mayor proporción en el agua de mar son:
a) Iones sodio y fluoruro.
b) Iones calcio y sulfato.
c) Iones potasio y carbonato.
d) Iones sodio y cloruro.

(O.Q.L. Madrid 2016)

La sal más abundante disuelta en el agua de mar es el cloruro de sodio, NaCl, que hace que la proporción media de los iones cloruro y sodio en el agua sea 55,3 % y 30,8 %, respectivamente.

La respuesta correcta es la **d**.

5.225. El incremento de la temperatura de un río receptor del agua de refrigeración de una central térmica produce:
a) El aumento del oxígeno disuelto y de la concentración de sales disueltas.
b) El aumento del oxígeno disuelto y la disminución de la concentración de sales disueltas
c) La disminución del oxígeno disuelto y de la concentración de sales disueltas.
a) La disminución del oxígeno disuelto y el aumento de la concentración de sales disueltas.

(O.Q.L. Madrid 2016)

La solubilidad de los gases (O_2) en agua, de acuerdo con la ley de Henry (1803), disminuye al aumentar la temperatura. Por el contrario, la solubilidad de los sólidos (sales) en agua aumenta al aumentar la temperatura.

La respuesta correcta es la **d**.

5.226. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico hay en 60,00 mL de disolución acuosa del 44,00 % de riqueza en masa y densidad 1,343 g mL^{-1}?
a) 35,46 g
b) 80,56 g
c) 183,84 g
d) 0,035 g

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La masa de H_2SO_4 contenida en la disolución es:

$$60{,}00\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 44{,}00\ \% \cdot \frac{1{,}343\ \text{g}\ H_2SO_4\ 44{,}00\ \%}{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 44{,}00\ \%} \cdot \frac{44{,}00\ \text{g}\ H_2SO_4}{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 44{,}00\ \%} = 35{,}46\ \text{g}\ H_2SO_4$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.227. La goma arábiga es un polímero constituido por un número variable x de unidades $C_{12}H_{22}O_{11}$. A 25 °C, la presión osmótica de una disolución acuosa al 3,00 % de goma arábiga es de 0,0272 atm. ¿Cuál será la masa molar media de la goma arábiga?
a) 2,695 g mol^{-1}
b) 27.785 g mol^{-1}
c) 2.331 g mol^{-1}
d) 2.695 g mol^{-1}

(O.Q.L. La Rioja 2016)

En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, de una disolución que contiene un soluto no iónicose calcula mediante la expresión:

$$\pi = M\,R\,T \quad \rightarrow \quad \begin{cases} M = \text{concentración molar} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

Considerando que la densidad de la disolución es 1,00 g mL^{-1} y tomando una base de cálculo de 100 g de disolución al 3,00 % de goma arábiga (GA), su concentración molar en función de la masa molar M es:

$$\frac{3\ \text{g GA}}{100\ \text{g disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol GA}}{M\ \text{g GA}} \cdot \frac{1{,}00\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = \frac{30}{M}\ \text{mol}\ L^{-1}$$

A partir de la expresión de la presión osmótica se obtiene la masa molar de la goma arábiga:

$$0{,}0272\ \text{atm} = \left(\frac{30}{M}\text{mol L}^{-1}\right) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}$$

Se obtiene, $M = 26.965\ \text{g mol}^{-1}$.

Ninguna respuesta es correcta.

5.228. ¿Cuántos gramos de azúcar se deben disolver en 60 g de agua para obtener una disolución al 25 % en masa?
a) 20 g
b) 12 g
c) 15 g
d) 41,7 g

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La masa de azúcar necesaria para obtener la disolución es:

$$\frac{x\ \text{g azúcar}}{x\ \text{g azúcar} + 60\ \text{g agua}} \cdot 100 = 25\ \%\ \text{azúcar} \qquad \rightarrow \qquad x = 20\ \text{g azúcar}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.229. ¿Cuál de las siguientes sustancias disueltas en 1 L de agua produce una mayor disminución de la presión de vapor?
a) 1 mol de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
b) 0,6 mol de $CuSO_4$
c) 0,5 mol de $AlK(SO_4)_2$
d) 0,4 mol de $CaCl_2$

(O.Q.L. La Rioja 2016)

De acuerdo con la ley de Raoult (1882) , la presión de vapor de una disolución se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p = p^{\circ}\,(1 - x_s) \qquad \rightarrow \qquad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p^{\circ} = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

Esta ecuación se puede escribir también de la siguiente forma:

$$\Delta p = p^{\circ}\, x_s$$

que expresa que la disminución de presión de vapor (Δp) que se produce al añadir un soluto al disolvente es directamente proporcional a la fracción molar de soluto. Por tanto, la disolución que experimenta un mayor descenso de presión es la que contiene más soluto, 1 mol de sacarosa.

La respuesta correcta es la **a**.

5.230. Una sustancia sólida tiene las siguientes solubilidades en agua:

- a 20 °C se disuelven 34 g de sustancia en 100 mL de agua
- a 80 °C se disuelven 70 g de sustancia en 100 mL de agua.

Si a 80 °C hay disueltos 30 g de sustancia en 50 mL de agua, ¿qué cantidad de sustancia cristalizará al enfriar la disolución a 20 °C?
a) 17 g
b) 13 g
c) 4 g
d) No cristaliza nada.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

Expresando las solubilidades en g de sustancia por cada 50 mL de agua:

- a 20 °C se disuelven 17 g de sustancia en 50 mL de agua
- a 80 °C se disuelven 35 g de sustancia en 50 mL de agua.

Si la disolución dada, a 80 °C, contiene 30 g de sustancia por cada 50 mL de agua, cantidad inferior a la solubilidad máxima a esa temperatura y se enfría hasta 20 °C, la cantidad de sustancia que cristaliza es, (30 – 17) = 13 g.

La respuesta correcta es la **b**.

5.231. Un matraz aforado de 0,500 L lleno hasta el enrase contiene una disolución de una sal desconocida pero con las indicaciones siguientes: "0,200 M, contiene 9,81 g de soluto". La cantidad de la sal necesaria para preparar 3,00 L de una disolución 0,0500 M es:
a) 6,54 g
b) 14,7 g
c) 25,4 g
d) No se puede saber sin conocer la masa molar de la sal.

(O.Q.L. Asturias 2016)

La concentración de la disolución contenida en el matraz aforado permite conocer la masa molar de la sustancia desconocida X:

$$\frac{9{,}81\ \text{g X}}{0{,}500\ \text{L disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}} = 0{,}200\ \text{M} \qquad \rightarrow \qquad M = 98{,}1\ \text{g mol}^{-1}$$

La masa de soluto X necesaria para preparar la disolución es:

$$3{,}00\ \text{L disolución}\ 0{,}0500\ \text{M} \cdot \frac{0{,}0500\ \text{mol X}}{1\ \text{L disolución}\ 0{,}0500\ \text{M}} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 14{,}7\ \text{g X}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.232. ¿Qué masa, en gramos, de $Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O$ se necesita para preparar 250 mL de disolución, de tal manera que la $[OH^-]$ en disolución sea 0,100 M?
a) 3,32 g
b) 6,64 g
c) 9,97 g
d) 1,52 g

(Nota. El $Sr(OH)_2$ es una base fuerte)

(O.Q.N. El Escorial 2017)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O$ es:

$$Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O(s) \rightarrow 2\ OH^-(aq) + Sr^{2+}(aq)$$

La cantidad de sustancia hidratada que contiene la disolución:

$$250\ \text{mL}\ OH^-\ 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol}\ OH^-}{1\ \text{mL}\ OH^-\ 0{,}100\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O}{2\ \text{mmol}\ OH^-} = 12{,}5\ \text{mmol}\ Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O$$

La masa de hidrato es:

$$12{,}5\ \text{mmol}\ Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O \cdot \frac{265{,}8\ \text{mg}\ Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O}{1\ \text{mmol}\ Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O} = 3{,}32 \cdot 10^3\ \text{mg}\ Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O$$

$$3{,}32 \cdot 10^3\ \text{mg}\ Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O \cdot \frac{1\ \text{g}\ Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O}{10^3\ \text{mg}\ Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O} = 3{,}32\ \text{g}\ Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.233. Al intentar preparar una disolución acuosa de ácido clorhídrico 1,0 M ha resultado algo diluida, pues solo es 0,90 M. Como se dispone de una disolución de ácido clorhídrico 6,0 M, ¿qué volumen de esta disolución se debe añadir a 1,0 L de la disolución original para que resulte exactamente 1,0 M?
a) 20 mL
b) 50 mL
c) 12 mL
d) 25 mL
(Dato. Considere que los volúmenes son aditivos)

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

La cantidad de HCl que contiene la disolución mal preparada:

$$1{,}0\text{ L HCl }0{,}90\text{ M}\cdot\frac{10^3\text{ mL HCl }0{,}90\text{ M}}{1\text{ L HCl }0{,}90\text{ M}}\cdot\frac{0{,}90\text{ mmol HCl}}{1\text{ mL HCl }0{,}90\text{ M}}=900\text{ mmol HCl}$$

Si se añaden x mL de HCl 6,0 M:

$$\frac{900\text{ mmol HCl}+\left(x\text{ mL HCl }6{,}0\text{ M}\cdot\frac{6{,}0\text{ mmol HCl}}{1\text{ mL HCl }6{,}0\text{ M}}\right)}{\left(1{,}0\text{ L HCl }0{,}90\text{ M}\cdot\frac{10^3\text{ mL HCl }0{,}90\text{ M}}{1\text{ L HCl }0{,}90\text{ M}}\right)+x\text{ mL HCl }6{,}0\text{ M}}=1{,}0\text{ M}\quad\rightarrow\quad x=20\text{ mL HCl }6{,}0\text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.234. En una botella de ácido clorhídrico comercial se lee la siguiente información: concentración de 30,0 % en masa y densidad de 1,149 g cm^{-3}. ¿Cuál es su concentración molar?
a) 8,23 M
b) 11,5 M
c) 9,45 M
d) 30,0 M

(O.Q.L. Madrid 2017)

Tomando como base de cálculo 100 g de HCl del 30,0 %, la concentración molar de la disolución es:

$$\frac{30{,}0\text{ g HCl}}{100\text{ g HCl }30{,}0\ \%}\cdot\frac{1\text{ mol HCl}}{36{,}5\text{ g HCl}}\cdot\frac{1{,}149\text{ g HCl }30{,}0\ \%}{1\text{ cm}^3\text{ HCl }30{,}0\ \%}\cdot\frac{10^3\text{ cm}^3\text{ HCl }30{,}0\ \%}{1\text{ L HCl }30{,}0\ \%}=9{,}44\text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.235. Se desea preparar una disolución de ácido nítrico de concentración 1,50 M a partir del ácido concentrado comercial de riqueza 65,0 % en masa y densidad 1,51 g mL^{-1}. Si el matraz aforado utilizado es de 50,0 mL, el volumen de ácido concentrado que se ha de coger es:
a) 3,13 mL
b) 2,03 mL
c) 10,98 mL
d) 4,81 mL

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

La masa de HNO_3 que se necesita para preparar la disolución es:

$$50{,}0\text{ mL HNO}_3\text{ }1{,}50\text{ M}\cdot\frac{1\text{ L HNO}_3\text{ }1{,}50\text{ M}}{10^3\text{ mL HNO}_3\text{ }1{,}50\text{ M}}\cdot\frac{1{,}50\text{ mol HNO}_3}{1\text{ L HNO}_3\text{ }1{,}50\text{ M}}\cdot\frac{63{,}0\text{ g HNO}_3}{1\text{ mol HNO}_3}=4{,}73\text{ g HNO}_3$$

Como se dispone de HNO_3 de riqueza 65,0 % y densidad 1,38 g mL^{-1}, el volumen de necesario es:

$$4{,}73\ \text{g HNO}_3 \cdot \frac{100\ \text{g HNO}_3\ 65{,}0\ \%}{65{,}0\ \text{g HNO}_3} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ \text{HNO}_3\ 65{,}0\ \%}{1{,}51\ \text{g HNO}_3\ 65{,}0\ \%} = 4{,}82\ \text{mL HNO}_3\ 65{,}0\ \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.236. Una disolución de cloruro de sodio tiene una concentración de 222 ppm. Eso equivale a:
a) 222 mol sal/L disolución
b) 134,7 g Na/L disolución
c) 87,3 g cloro/kg de disolución
d) 222 mg sal/kg disolución

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

De acuerdo con el concepto de ppm, una disolución de NaCl cuya concentración es 222 ppm contiene:

$$\frac{222\ \text{g NaCl}}{\text{kg disolución}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.237. El ácido clorhídrico concentrado tiene una densidad de 1,19 g mL^{-1} y contiene un 37,0 % en masa de HCl, la molaridad y la fracción molar del HCl en esta disolución es:

	Molaridad	Fracción molar
a)	12,1	0,22
b)	12,1	0,37
c)	14,1	0,22
d)	14,1	0,37

(O.Q.L. Asturias 2017)

Tomando una base de cálculo de 100 g de HCl de riqueza 37,0 % en masa, la concentración expresada como molaridad y fracción molar es:

$$M = \frac{37{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl}\ 37{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1{,}19\ \text{g HCl}\ 37{,}0\ \%}{1\ \text{mL HCl}\ 37{,}0\ \%} \cdot \frac{10^3\ \text{mL HCl}\ 37{,}0\ \%}{1\ \text{L HCl}\ 37{,}0\ \%} = 12{,}1$$

$$x = \frac{37{,}0\ \text{g HCl} \cdot \dfrac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}}}{37{,}0\ \text{g HCl} \cdot \dfrac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} + (100 - 37{,}0)\ \text{g H}_2\text{O} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}} = 0{,}225$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.238. Se disuelven 0,300 g de fósforo rojo en 500 g de etanol. La disolución así preparada tiene un punto de ebullición 0,00590 °C mayor que el que le corresponde al etanol puro. La fórmula del fósforo rojo es:
a) P
b) P_3
c) P_4
d) P_6
(Dato. Constante ebulloscópica del etanol = 1,22 °C kg mol^{-1})

(O.Q.L. Asturias 2017)

La temperatura de ebullición de una disolución que contiene un soluto no iónico y no volátil se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_e\, m$$

siendo k_e la constante ebulloscópica o crioscópica del agua y m la concentración molal de la disolución.

La temperatura de ebullición permite calcular la molalidad de la disolución:

$$m = \frac{0{,}00590\ °\text{C}}{1{,}22\ °\text{C kg mol}^{-1}} = 0{,}00484\ \text{mol kg}^{-1}$$

A partir de la molalidad de la disolución se puede obtener la masa molar del soluto:

$$\frac{0{,}300\ \text{g fósforo}}{500\ \text{g etanol}} \cdot \frac{1\ \text{mol fósforo}}{M\ \text{g fósforo}} \cdot \frac{10^3\ \text{g etanol}}{1\ \text{kg etanol}} = 0{,}00484\ \text{mol kg}^{-1} \qquad \rightarrow \qquad M = 124\ \text{g mol}^{-1}$$

Como la masa molar del fósforo es 31,0 g mol^{-1}, relacionando ambas masas molares se obtiene que la fórmula del fósforo rojo es:

$$\frac{124\ \text{g mol}^{-1}\ \text{(fósforo rojo)}}{31{,}0\ \text{g mol}^{-1}\ \text{(fósforo)}} = 4 \qquad \rightarrow \qquad \text{fórmula molecular fósforo rojo: } P_4$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.239. Se dispone de una botella con la indicación HCl 2,0 M y se quiere preparar 100 mL de una disolución 0,5 M del mismo ácido por dilución con agua. Los aparatos más aconsejables para realizar este proceso son:
a) Pipeta graduada de 25 mL y matraz aforado de 100 mL
b) Pipeta graduada de 50 mL y matraz Erlenmeyer de 100 mL
c) Probeta de capacidad máxima 50 mL y matraz aforado de 100 mL
d) Bureta de 25 mL y matraz aforado de 100 mL

(O.Q.L. Asturias 2017)

En primer lugar, se desechan las opciones (b) y (c) ya que no usan aparatos apropiados.

Hay que asegurarse de que los volúmenes a emplear encajan con las capacidades de los instrumentos de medida. El volumen de HCl 2,0 M que se debe medir es:

$$100\ \text{mL HCl 0,50 M} \cdot \frac{0{,}50\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,50 M}} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl 2,0 M}}{2{,}0\ \text{mmol HCl}} = 25\ \text{mL HCl 2,0 M}$$

Se necesita la pipeta de 25 mL y se completa con agua hasta el aforo en el matraz aforado de 100 mL.

La respuesta correcta es la **a**.

5.240. Se mezclan 20,0 mL de una disolución de $KClO_3$ 0,60 M con 25,0 mL de otra disolución de KI 0,20 M y se diluye hasta completar 100,0 mL. Para disolución resultante, la concentración molar de iones K^+ es:
a) $0{,}17 \cdot 10^{-3}$ M
b) 1,7 M
c) 0,17 M
d) $1{,}7 \cdot 10^{-3}$ M

(O.Q.L. Extremadura 2017)

▪ La ecuación química correspondiente a la disolución del $KClO_3$ es:

$$KClO_3(s) \rightarrow K^+(aq) + ClO_3^-(aq)$$

La cantidad de K^+ contenido en la disolución de $KClO_3$ es:

$$20{,}0\ \text{mL KClO}_3\ 0{,}60\ \text{M} \cdot \frac{0{,}60\ \text{mmol KClO}_3}{1\ \text{mL KClO}_3\ 0{,}60\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol K}^+}{1\ \text{mmol KClO}_3} = 12\ \text{mmol K}^+$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del KI es:

$$KI(s) \rightarrow K^{+}(aq) + I^{-}(aq)$$

La cantidad de Na^{+} contenido en la disolución de NaCl es:

$$25{,}0 \text{ mL KI } 0{,}20 \text{ M} \cdot \frac{0{,}20 \text{ mmol KI}}{1 \text{ mL KI } 0{,}20 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } K^{+}}{1 \text{ mmol KI}} = 5{,}0 \text{ mmol } K^{+}$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(12 + 5{,}0) \text{ mmol } Na^{+}}{100{,}0 \text{ mL disolución}} = 0{,}17 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012).

5.241. Se quiere preparar 100 mL de una disolución acuosa de nitrato de potasio cuya concentración sea de 70,0 mg mL^{-1} la masa (g) de nitrato de potasio que se deberá tomar es:
a) 7,95
b) 5,22
c) 7,00
d) 4,78

(O.Q.L. Extremadura 2017)

La masa de KNO_3 que se necesita es:

$$100 \text{ mL disolución} \cdot \frac{70{,}0 \text{ mg } KNO_3}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ g } KNO_3}{10^{3} \text{ mg } KNO_3} = 7{,}00 \text{ g } KNO_3$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.242. ¿Cuántos iones se encuentran presentes en 3,00 L de una disolución 0,750 mol L^{-1} de Na_2CO_3?
a) $1{,}03 \cdot 10^{23}$
b) $6{,}02 \cdot 10^{23}$
c) $4{,}06 \cdot 10^{24}$
e) $3{,}09 \cdot 10^{23}$

(O.Q.L. Extremadura 2017)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_2CO_3 es:

$$Na_2CO_3(s) \rightarrow 2\ K^{+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

El número de iones contenidos en la disolución es:

$$3{,}00 \text{ L } Na_2CO_3\ 0{,}750 \text{ M} \cdot \frac{0{,}750 \text{ mol } Na_2CO_3}{1 \text{ L } Na_2CO_3\ 0{,}750 \text{ M}} \cdot \frac{3 \text{ mol iones}}{1 \text{ mol } Na_2CO_3} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ iones}}{1 \text{ mol iones}} = 4{,}06 \cdot 10^{24} \text{ iones}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999 y otras).

5.243. Se mezclan 100,0 mL de etanol ($\rho = 0{,}800$ g mL^{-1}) con 100,0 mL de agua ($\rho = 1{,}00$ g mL^{-1}):
a) La masa de la disolución será de 200 g.
b) El volumen de la disolución será de 200 mL.
c) La masa de la disolución será de 180 g.
d) El volumen de la disolución será de 220 mL.

(O.Q.L. Valencia 2017)

Como los volúmenes no son aditivos el único cálculo correcto que se puede hacer es obtener la masa de la disolución resultante de la mezcla:

$$100{,}0\ \text{mL etanol}\cdot\frac{0{,}800\ \text{g etanol}}{1\ \text{mL etanol}}+100{,}0\ \text{mL agua}\cdot\frac{1{,}00\ \text{g agua}}{1\ \text{mL agua}}=180\ \text{g disolución}$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.244. Un volumen de 10,0 mL de etanol, CH_3CH_2OH, (ρ = 0,789 g mL^{-1}) se utiliza para preparar, por dilución, 100,0 mL disolución acuosa de densidad 0,982 g mL^{-1}. ¿Cuál es la concentración del etanol expresada en fracción molar?
a) 1,980
b) 0,950
c) 0,171
d) 0,033

(O.Q.L. Valencia 2017)

Las masas de la disolución y cada uno de sus componentes son:

$$100{,}0\ \text{mL disolución}\cdot\frac{0{,}982\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}}=98{,}2\ \text{g disolución}$$

$$10{,}0\ \text{mL}\ CH_3CH_2OH\cdot\frac{0{,}789\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}{1\ \text{mL}\ CH_3CH_2OH}=7{,}89\ \text{g}\ CH_3CH_2OH$$

$$98{,}2\ \text{g disolución}-7{,}89\ \text{g}\ C_2H_5OH=90{,}3\ \text{g}\ H_2O$$

Aplicando el concepto de fracción molar:

$$x_{CH_3CH_2OH}=\frac{7{,}89\ \text{g}\ CH_3CH_2OH\cdot\dfrac{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH}{46{,}0\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}}{7{,}89\ \text{g}\ CH_3CH_2OH\cdot\dfrac{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH}{46{,}0\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}+90{,}3\ \text{g}\ H_2O\cdot\dfrac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}}=0{,}0331$$

La respuesta correcta es la **d**.

6. PROBLEMAS de DISOLUCIONES

6.1. Para determinar la concentración de una disolución de ácido nítrico de densidad 1,180 g cm^{-3}, se diluye una muestra a un volumen cinco veces mayor, se toman 10,0 cm^3 de este ácido diluido y se valoran con NaOH 0,9860 M, gastándose 11,4 cm^3 de la misma.
Calcule la concentración del ácido nítrico de partida expresada en: a) molaridad, b) molalidad c) tanto por ciento en peso, d) g/L y e) fracción molar.

(Asturias 1994)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre HNO_3 y NaOH es:

$$HNO_3(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaNO_3(aq) + H_2O(l)$$

a) Relacionando NaOH con HNO_3 se obtiene la concentración molar de la disolución de esta última sustancia:

$$\frac{11,4\ cm^3\ NaOH\ 0,9860\ M}{10,0\ cm^3\ HNO_3} \cdot \frac{0,9860\ mmol\ NaOH}{1\ cm^3\ NaOH\ 0,9860\ M} \cdot \frac{1\ mmol\ HNO_3}{1\ mmol\ NaOH} = 1,12\ M$$

Como esta disolución se ha diluido a un volumen 5 veces superior al inicial la concentración molar de la disolución original será 5 veces superior:

$$5 \cdot 1,12\ M = 5,60\ M$$

Tomando una base de cálculo de 1,00 L de disolución original (5,60 M), las cantidades de disolución, soluto y disolvente son, respectivamente:

$$1,00\ L\ HNO_3\ 5,60\ M \cdot \frac{10^3\ cm^3\ HNO_3\ 5,60\ M}{1\ L\ HNO_3\ 5,60\ M} \cdot \frac{1,180\ g\ HNO_3\ 5,60\ M}{1\ cm^3\ HNO_3\ 5,60\ M} = 1,18 \cdot 10^3\ g\ HNO_3\ 5,60\ M$$

$$1,00\ L\ HNO_3\ 5,60\ M \cdot \frac{5,60\ mol\ HNO_3}{1\ L\ HNO_3\ 5,60\ M} \cdot \frac{63,0\ g\ HNO_3}{1\ mol\ HNO_3} = 353\ g\ HNO_3$$

$$1,18 \cdot 10^3\ g\ HNO_3\ 5,60\ M - 353\ g\ HNO_3 = 827\ g\ H_2O$$

b) Molalidad:

$$\frac{353\ g\ HNO_3}{827\ g\ H_2O} \cdot \frac{1\ mol\ HNO_3}{63,0\ g\ HNO_3} \cdot \frac{10^3\ g\ H_2O}{1\ kg\ H_2O} = 6,77\ m$$

c) Porcentaje en masa:

$$\frac{353\ g\ HNO_3}{1,18 \cdot 10^3\ g\ HNO_3\ 5,60\ M} \cdot 100 = 29,9\ \%$$

d) Gramos por litro:

$$\frac{353\ g\ HNO_3}{1,00\ L\ HNO_3\ 5,620\ M} = 353\ g\ L^{-1}$$

e) Fracción molar:

$$\frac{353\ g\ HNO_3 \cdot \dfrac{1\ mol\ HNO_3}{63,0\ g\ HNO_3}}{353\ g\ HNO_3 \cdot \dfrac{1\ mol\ HNO_3}{63,0\ g\ HNO_3} + 827\ g\ H_2O \cdot \dfrac{1\ mol\ g\ H_2O}{18,0\ g\ H_2O}} = 0,109$$

6.2. Al preparar una disolución de ácido clorhídrico 1,0 M ha resultado algo diluido, pues es 0,932 M. Calcule el volumen de ácido clorhídrico de riqueza 32,14 % en masa y densidad 1,16 g mL^{-1} que es necesario añadir a 1,0 L de la disolución original para que resulte exactamente 1,0 M.
Suponer que no hay contracción de volumen al mezclar los dos ácidos.

(Canarias 1997) (Valencia 1998) (Extremadura 2000) (Baleares 2001)

▪ La cantidad de HCl que contiene la disolución mal preparada:

$$1{,}0\text{ L HCl }0{,}932\text{ M}\cdot\frac{0{,}932\text{ mol HCl}}{\text{L HCl }0{,}932\text{ M}}=0{,}932\text{ mol HCl}$$

▪ Si se añaden x mL deHCl del 32,14 % a la disolución, la cantidad de HCl que contiene es:

$$x\text{ mL HCl }32{,}14\ \%\cdot\frac{1{,}16\text{ g HCl }32{,}14\ \%}{1\text{ mL HCl }32{,}14\ \%}\cdot\frac{32{,}14\text{ g HCl}}{100\text{ g HCl }32{,}14\ \%}\cdot\frac{1\text{ mol HCl}}{36{,}5\text{ g HCl}}=0{,}0102\ x\text{ mol HCl}$$

Suponiendo que no se produce concentracción de volumen al mezclar ambas disoluciones se debe obtener una disolución de concentración 1,0 M:

$$\frac{(0{,}932+0{,}0102\ x)\text{ mol HCl}}{1{,}0\text{ L HCl }0{,}932\text{ M}+x\text{ mL HCl }32{,}14\ \%\cdot\dfrac{1\text{ L HCl }32{,}14\ \%}{10^3\text{ mL HCl }32{,}14\ \%}}=1{,}0\text{ M}\quad\rightarrow\quad x=7{,}4\text{ mL HCl }32{,}14\ \%$$

6.3. Se dispone de 6,50 g de disolución acuosa de hidróxido de litio, LiOH, de 1,07 de densidad relativa y 0,0800 de fracción molar en LiOH.
Calcule:
a) La molalidad de la disolución.
b) La concentración en % en peso.
c) La molaridad de la misma.
d) ¿Cuántos gramos de agua habrá que añadir a la citada cantidad de disolución para que la fracción molar en LiOH sea ahora 0,0400?

(Murcia 1998)

a) Tomando como base de cálculo una cantidad de disolución tal que el número de moles de LiOH más el número de moles de H_2O sea la unidad, existirán 0,0800 mol de LiOH por cada 0,920 mol de H_2O, y las respectivas masas son:

$$\left.\begin{array}{r}0{,}0800\text{ mol LiOH}\cdot\dfrac{24{,}0\text{ g LiOH}}{1\text{ mol LiOH}}=1{,}92\text{ g LiOH}\\[2ex]0{,}92\text{ mol H}_2\text{O}\cdot\dfrac{18{,}0\text{ g H}_2\text{O}}{1\text{ mol H}_2\text{O}}=16{,}6\text{ g H}_2\text{O}\end{array}\right\}\quad\rightarrow\quad 18{,}5\text{ g disolución}$$

Las masas de LiOH y H_2O contenidas en los 6,50 g de disolución son:

$$6{,}50\text{ g disolución}\cdot\frac{1{,}92\text{ g LiOH}}{18{,}5\text{ g disolución}}=0{,}675\text{ g LiOH}$$

$$6{,}50\text{ g disolución}-0{,}675\text{ g LiOH}=5{,}83\text{ g H}_2\text{O}$$

La molalidad de la disolución es:

$$\frac{0{,}675\text{ g LiOH}}{5{,}83\text{ g H}_2\text{O}}\cdot\frac{1\text{ mol LiOH}}{24{,}0\text{ g LiOH}}\cdot\frac{10^3\text{ g H}_2\text{O}}{1\text{ kg H}_2\text{O}}=4{,}82\text{ mol kg}^{-1}$$

b) La concentración de la disolución expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{0,675 \text{ g LiOH}}{6,50 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 10,4 \text{ \%}$$

c) La concentración molar de la disolución es:

$$\frac{0,675 \text{ g LiOH}}{6,50 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol LiOH}}{24,0 \text{ g LiOH}} \cdot \frac{1,07 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 4,63 \text{ mol L}^{-1}$$

d) La nueva disolución contiene la misma cantidad de LiOH y n mol de H_2O:

$$\frac{0,675 \text{ g LiOH} \cdot \dfrac{1 \text{ mol LiOH}}{24 \text{ g LiOH}}}{0,675 \text{ g LiOH} \cdot \dfrac{1 \text{ mol LiOH}}{24 \text{ g LiOH}} + n \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,040 \qquad \rightarrow \qquad n = 0,675 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$0,675 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 12,2 \text{ g H}_2\text{O}$$

Como la disolución ya contenía 5,82 g de H_2O, la masa de esta sustancia a añadir es:

$$12,2 \text{ g H}_2\text{O (total)} - 5,83 \text{ g H}_2\text{O (inicial)} = 6,37 \text{ g H}_2\text{O (añadida)}$$

6.4. En 1.000 g de agua a 20 °C se disuelven 725 L de amoníaco, medidos a 20 °C y 744 mmHg. La disolución resultante tiene una densidad de 0,882 g cm^{-3}. Calcule la molaridad de la disolución y el aumento de volumen que experimenta el agua al disolver el amoníaco gaseoso.

(Canarias 1998)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de NH_3 que se disuelven en el agua es:

$$n = \frac{744 \text{ mmHg} \cdot 725 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 29,5 \text{ mol NH}_3$$

La masa correspondiente es:

$$29,5 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{17,0 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 502 \text{ g NH}_3$$

La masa total de disolución resultante es:

$$1.000 \text{ g H}_2\text{O} + 502 \text{ g NH}_3 = 1,50 \cdot 10^3 \text{ g disolución}$$

El volumen ocupado por esta disolución es:

$$1,50 \cdot 10^3 \text{ g disolución} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{0,882 \text{ g disolución}} = 1,70 \cdot 10^3 \text{ mL disolución}$$

Considerando que el agua tiene densidad 0,998 g mL^{-1} a la temperatura de 20 °C, el volumen ocupado por 1.000 g de la misma es:

$$1.000 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{O}}{0,998 \text{ g H}_2\text{O}} = 1,00 \cdot 10^3 \text{ mL H}_2\text{O}$$

El aumento de volumen que experimenta el H_2O al disolverse el NH_3 es:

$$\Delta V = 1,70 \cdot 10^3 \text{ mL disolución} - 1,00 \cdot 10^3 \text{ mL H}_2\text{O} = 700 \text{ mL}$$

La concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{29{,}5\ \text{mol NH}_3}{1{,}70\cdot 10^3\ \text{mL disolución}}\cdot\frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 17{,}3\ \text{M}$$

6.5. Se tienen dos disoluciones acuosas de ácido clorhídrico, una con una riqueza del 36,0 % en masa y densidad 1,1791 g cm^{-3} y otra del 5,00 % en masa y densidad 1,0228 g cm^{-3}. Calcule el volumen que debe tomarse de cada una de ellas para preparar 500 cm^3 de una disolución del 15,0 % en masa con una densidad de 1,0726 g cm^{-3}. Resuelva el problema suponiendo que los volúmenes son aditivos y suponiendo que no lo son.

(Extremadura 1998)

La masa de la disolución a preparar (15,0 %) es:

$$500\ \text{mL HCl 15,0 \%}\cdot\frac{1{,}0726\ \text{g HCl 15,0 \%}}{1\ \text{mL HCl 15,0 \%}} = 536\ \text{g HCl 15,0 \%}$$

La masa de HCl contenido en dicha disolución es:

$$536\ \text{g HCl 15,0 \%}\cdot\frac{15{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 15,0 \%}} = 80{,}4\ \text{g HCl}$$

▪ Suponiendo volúmenes aditivos y que se desean preparar 500 mL de disolución:

La masa de HCl en V_1 mL de la disolución concentrada (36,0 %) es:

$$V_1\ \text{mL HCl 36,0 \%}\cdot\frac{1{,}1791\ \text{g HCl 36,0 \%}}{1\ \text{mL HCl 36,0 \%}}\cdot\frac{36{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 36,0 \%}} = 0{,}425\ V_1\ \text{g HCl}$$

La masa de HCl en V_2 mL de la disolución diluida (5,00 %) es:

$$V_2\ \text{mL HCl 5,00 \%}\cdot\frac{1{,}0228\ \text{g HCl 5,00 \%}}{1\ \text{mL HCl 5,00 \%}}\cdot\frac{5{,}00\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 5,0 \%}} = 0{,}0511\ V_2\ \text{g HCl}$$

Resolviendo el sistema:

$$\left.\begin{array}{r} V_1 + V_2 = 500 \\ 0{,}425\ V_1 + 0{,}0511\ V_2 = 80{,}4 \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} V_1 = 147\ \text{mL HCl 36,0\%} \\ V_2 = 353\ \text{mL HCl 5,00\%} \end{array}\right.$$

▪ Suponiendo volúmenes no aditivos y que se desean preparar 500 mL de disolución:

La masa de HCl en m_1 g de la disolución concentrada (36,0 %) es:

$$m_1\ \text{g HCl 36 \%}\cdot\frac{36{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 36,0 \%}} = 0{,}360\ m_1\ \text{g HCl}$$

La masa de HCl en m_2 g de la disolución diluida (5,00 %) es:

$$m_2\ \text{g HCl 5,00 \%}\cdot\frac{5{,}00\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 5,00 \%}} = 0{,}0500\ m_2\ \text{g HCl}$$

Resolviendo el sistema:

$$\left.\begin{array}{r} m_1 + m_2 = 536 \\ 0{,}360\ m_1 + 0{,}0500\ m_2 = 80{,}4 \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} m_1 = 173\ \text{g HCl 36,0\%} \\ m_2 = 363\ \text{g HCl 5,00\%} \end{array}\right.$$

Los volúmenes que se deben mezclar son:

$$173 \text{ g HCl } 36{,}0\ \% \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 36{,}0\ \%}{1{,}1791 \text{ g HCl } 36{,}0\ \%} = 147 \text{ mL HCl } 36{,}0\ \%$$

$$363 \text{ g HCl } 5{,}00\% \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 5{,}00\ \%}{1{,}0228 \text{ g HCl } 5{,}00\ \%} = 355 \text{ mL HCl } 5{,}00\ \%$$

6.6. La presión de vapor de una disolución acuosa de etilenglicol, $C_2H_6O_2$, a 100 °C es igual a 0,970 atm y su densidad 1,004 g mL^{-1}. Calcule:
a) Su presión osmótica a 30 °C.
b) La temperatura de congelación.
(Datos. k_f (H_2O) = 1,86 °C kg mol^{-1})

(Castilla y León 1998)

La presión parcial que ejerce el vapor procedente de un líquido en una mezcla, se calcula mediante la ley de Raoult (1882):

$$p = p° \,(1 - x_s) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p° = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

Los valores de la presiones permiten obtener el valor de la fracción molar del soluto:

$$0{,}970 \text{ atm} = 1{,}00 \text{ atm} \cdot (1 - x_s) \quad \rightarrow \quad x_s = 0{,}0300$$

En cualquier mezcla binaria se cumple que, $x_{\text{soluto}} + x_{\text{disolvente}} = 1$, por lo tanto, si la fracción molar de soluto es 0,0300 quiere decir que la disolución está formada por 0,0300 mol de soluto y 0,970 mol de disolvente.

a) En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, se calcula mediante la expresión:

$$\pi = M\,R\,T \quad \rightarrow \quad \begin{cases} M = \text{concentración molar} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

Para calcular la concentración molar es conveniente pasar la fracción molar a fracción másica:

$$\omega_s = \frac{0{,}0300 \text{ mol } C_2H_6O_2 \dfrac{62{,}0 \text{ g } C_2H_6O_2}{1 \text{ mol } C_2H_6O_2}}{0{,}0300 \text{ mol } C_2H_6O_2 \cdot \dfrac{62{,}0 \text{ g } C_2H_6O_2}{1 \text{ mol } C_2H_6O_2} + 0{,}970 \text{ mol } H_2O \cdot \dfrac{18{,}0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O}} = 0{,}0963$$

La concentración molar de esta disolución es:

$$\frac{0{,}0963 \text{ g } C_2H_6O_2}{1 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_6O_2}{62{,}0 \text{ g } C_2H_6O_2} \cdot \frac{1{,}004 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 1{,}56 \text{ M}$$

El valor de la presión osmótica es:

$$\pi = (1{,}56 \text{ mol L}^{-1}) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15) \text{ K} = 38{,}7 \text{ atm}$$

b) La temperatura de congelación de una disolución que contiene un soluto no volátil que no se disocia en iones se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T = k_f\, m \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta T = \text{descenso del punto de congelación} \\ k_f = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \end{cases}$$

La concentración molal de esta disolución es:

$$\frac{0{,}0300 \text{ mol } C_2H_6O_2}{0{,}970 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{10^3 \text{ g } H_2O}{1 \text{ kg } H_2O} = 1{,}72 \text{ m}$$

El valor del descenso crioscópico es:

$$\Delta T = (1{,}86 \text{ °C kg mol}^{-1}) \cdot (1{,}72 \text{ mol kg}^{-1}) = 3{,}20 \text{ °C}$$

Considerando que el disolvente es H_2O que tiene una temperatura de congelación normal de 0,00 °C, la temperatura a la que congela la disolución es:

$$T_f = 0{,}00 \text{ °C} - \Delta T = -3{,}20 \text{ °C}$$

6.7. Se mezclan 50,0 mL de una disolución que contiene 54,6 g de sulfato de amonio en 500 mL de disolución con 75,0 mL de otra disolución 0,520 M de la misma sal. De la disolución resultante de la mezcla se toman 30,0 mL y se diluyen con agua destilada hasta obtener 100 mL de disolución final. Calcule la concentración de la disolución final expresando el resultado en concentración molar y ppm.

(Castilla y León 1998) (Castilla y León 2011)

- La masa de sulfato de amonio, $(NH_4)_2SO_4$, contenido en la primera disolución (A) es:

$$50{,}0 \text{ mL A} \cdot \frac{54{,}6 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}{500 \text{ mL A}} = 5{,}46 \text{ g } (NH_4)_2SO_4$$

- La masa de sulfato de amonio, $(NH_4)_2SO_4$, contenido en la segunda disolución (B) es:

$$75{,}0 \text{ mL B} \cdot \frac{1 \text{ L B}}{10^3 \text{ mL B}} \cdot \frac{0{,}520 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4}{1 \text{ L B}} \cdot \frac{132{,}0 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4} = 5{,}15 \text{ g } (NH_4)_2SO_4$$

Suponiendo que no existe variación de volumen, si se mezclan ambas disoluciones, la resultante (C) contiene:

$$\frac{(5{,}46 + 5{,}15) \text{ g } (NH_4)_2SO_4}{(50{,}0 + 75{,}0) \text{ mL C}} = \frac{10{,}6 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}{125 \text{ mL C}}$$

- La masa de sulfato de amonio, $(NH_4)_2SO_4$, contenido en 30 mL de disolución C es:

$$30{,}0 \text{ mL C} \cdot \frac{10{,}6 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}{125 \text{ mL C}} = 2{,}55 \text{ g } (NH_4)_2SO_4$$

Si a la disolución C se le añade agua hasta 100 mL se obtiene una disolución (D) que contiene:

$$\frac{2{,}55 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}{100 \text{ mL D}}$$

La concentración de esta disolución D expresada como concentración molar y ppm es:

$$\frac{2{,}55 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}{100 \text{ mL D}} \cdot \frac{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4}{132{,}0 \text{ g } (NH_4)_2SO_4} \cdot \frac{10^3 \text{ mL D}}{1 \text{ L D}} = 0{,}193 \text{ M}$$

$$\frac{2{,}55 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}{100 \text{ mL D}} \cdot \frac{10^3 \text{ mg } (NH_4)_2SO_4}{1 \text{ g } (NH_4)_2SO_4} \cdot \frac{10^3 \text{ mL D}}{1 \text{ L D}} = 2{,}55 \cdot 10^4 \text{ ppm}$$

6.8. Calcule la cantidad de nitrato de cobalto(II) cristalizado con seis moléculas de agua que debe añadirse a 600 g de agua para formar una disolución al 5,00 % en masa de sal anhidra y densidad 1,03 g mL^{-1}. ¿Cuál sería su molalidad? ¿Cuál sería la molaridad?

(Castilla y León 1999)

Para resolver este problema hay que tener en cuenta que la sal hidratada aporta H_2O (disolvente) a la disolución. Por lo tanto, una manera adecuada de resolver el ejercicio consiste en comenzar calculando la relación másica entre las sal anhidra, $Co(NO_3)_2$, y la sal hidratada, $Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$:

$$\frac{1 \text{ mol } Co(NO_3)_2}{1 \text{ mol } Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O} \cdot \frac{182{,}9 \text{ g } Co(NO_3)_2}{1 \text{ mol } Co(NO_3)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O}{290{,}9 \text{ g } Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O} = 0{,}6287 \frac{\text{g } Co(NO_3)_2}{\text{g } Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O}$$

Llamando x a la masa de $Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ que es necesario añadir a los 600 g de agua para conseguir la concentración del 5,00 %:

$$\frac{x \text{ g } Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O \cdot \dfrac{0{,}6287 \text{ g } Co(NO_3)_2}{1 \text{ g } Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O}}{x \text{ g } Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O + 600 \text{ g } H_2O} \cdot 100 = 5{,}00 \text{ \%} \quad \rightarrow \quad x = 51{,}8 \text{ g } Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$$

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución, la concentración de la misma expresada como molalidad y molaridad es:

$$\frac{5{,}00 \text{ g } Co(NO_3)_2}{(100 - 5{,}00) \text{ g } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol } Co(NO_3)_2}{182{,}9 \text{ g } CoCo(NO_3)_2} \cdot \frac{10^3 \text{ g } H_2O}{1 \text{ kg } H_2O} = 0{,}288 \text{ mol kg}^{-1}$$

$$\frac{5{,}00 \text{ g } Co(NO_3)_2}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Co(NO_3)_2}{182{,}9 \text{ g } Co(NO_3)_2} \cdot \frac{1{,}03 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0{,}282 \text{ mol L}^{-1}$$

6.9. Se dispone de 35,0 kg de una disolución que tiene la siguiente composición:

fracción molar de etanol 0,0200 fracción molar de agua 0,980.

a) Calcule la masa de agua que habrá que evaporar de la misma para convertirla en una disolución acuosa 2,00 m de etanol.

b) Sabiendo que la densidad de la disolución resultante es 0,987 g cm^{-3}, calcule su molaridad y su temperatura de ebullición.

(Dato. Constante ebulloscópica del agua = 0,52 °C kg mol^{-1})

(Castilla y León 2000)

a) Dadas las fracciones molares de los componentes de la disolución se pueden calcular la razón y la fracción másica de la misma:

$$\frac{0{,}0200 \text{ mol } C_2H_5OH}{0{,}980 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{46{,}0 \text{ g } C_2H_5OH}{1 \text{ mol } C_2H_5OH} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} = \frac{0{,}920 \text{ g } C_2H_5OH}{17{,}6 \text{ g } H_2O} \quad \rightarrow \quad \frac{0{,}920 \text{ g } C_2H_5OH}{18{,}5 \text{ g disolución}}$$

Las masas de C_2H_5OH y de H_2O contenidas en los 35 kg de disolución son:

$$35{,}0 \text{ kg disolución} \cdot \frac{10^3 \text{ g disolución}}{1 \text{ kg disolución}} \cdot \frac{0{,}920 \text{ g } C_2H_5OH}{18{,}5 \text{ g disolución}} = 1{,}74 \cdot 10^3 \text{ g } C_2H_5OH$$

$$35{,}0 \text{ kg disolución} - 1{,}74 \cdot 10^3 \text{ g } C_2H_5OH \cdot \frac{1 \text{ kg } C_2H_5OH}{10^3 \text{ g } C_2H_5OH} = 33{,}3 \text{ kg } H_2O$$

Llamando x a los kg de H_2O a evaporar de la disolución anterior para que sea 2,00 molal:

$$2{,}00 = \frac{1{,}74 \cdot 10^3 \text{ g } C_2H_5OH}{(33{,}3 - x) \text{ kg } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{46{,}0 \text{ g } C_2H_5OH} \quad \rightarrow \quad x = 14{,}4 \text{ kg } H_2O$$

b) Si de la disolución anterior se han evaporado 14,4 kg de H_2O quedan (35,0 − 14,4) kg = 20,6 kg de disolución que contienen $1{,}74\cdot10^3$ g de C_2H_5OH.

La concentración molar de la disolución es:

$$\frac{1{,}74\cdot10^3\ \text{g}\ C_2H_5OH}{20{,}6\ \text{kg dis.}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{46{,}0\ \text{g}\ C_2H_5OH}\cdot\frac{1\ \text{kg dis.}}{10^3\ \text{g dis.}}\cdot\frac{1\ \text{kg dis.}}{10^3\ \text{g dis.}}\cdot\frac{0{,}987\ \text{g dis.}}{1\ \text{cm}^3\ \text{dis.}}\cdot\frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{dis.}}{1\ \text{L dis.}}=1{,}81\ \text{M}$$

La temperatura de ebullición de una disolución que contiene un soluto no volátil que no se disocia en iones se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T=k_\text{e}\ m\quad\rightarrow\quad\begin{cases}\Delta T=\text{aumento del punto de ebullición}\\ k_\text{e}=\text{constante ebulloscópica}\\ m=\text{concentración molal}\end{cases}$$

El valor del aumento del punto de ebullición es:

$$\Delta T=(0{,}52\ °\text{C kg mol}^{-1})\cdot(2{,}00\ \text{mol kg}^{-1})=1{,}0\ °\text{C}$$

Considerando que el disolvente es H_2O que tiene una temperatura de ebullición normal de 100 °C, la temperatura a la que hierve la disolución es:

$$T_\text{e}=100\ °\text{C}+\Delta T=101\ °\text{C}$$

6.10. ¿Cuál es la molalidad de una disolución acuosa en la que la fracción molar del soluto es 0,10?

(Canarias 2000)

En cualquier mezcla binaria se cumple que, $x_\text{soluto}+x_\text{disolvente}=1$, po lo tanto, tomando como base de cálculo una cantidad de disolución que contenga 0,10 mol de soluto, también contendrá 0,90 mol de H_2O.

La molalidad de la disolución es:

$$\frac{0{,}10\ \text{mol soluto}}{0{,}90\ \text{mol}\ H_2O}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O}=6{,}2\ \text{mol kg}^{-1}$$

6.11. Un ácido sulfúrico concentrado tiene una densidad de 1,81 g cm^{-3} y es del 91 % en masa de ácido puro. Calcule el volumen de esta disolución concentrada que se debe tomar para preparar 500 cm^3 de disolución 0,50 M.

(Canarias 2000)

La masa de H_2SO_4 que se necesita para preparar la disolución 0,50 M es:

$$500\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 0{,}50\ \text{M}\cdot\frac{0{,}50\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 0{,}50\ \text{M}}\cdot\frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 0{,}50\ \text{M}}{10^3\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 0{,}50\ \text{M}}\cdot\frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}=25\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 concentrado de riqueza 91 % en masa y densidad 1,81 g cm^{-3}:

$$25\ \text{g}\ H_2SO_4\cdot\frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 91\ \%}{91\ H_2SO_4}\cdot\frac{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 91\ \%}{1{,}81\ \text{g}\ H_2SO_4\ 91\ \%}=15\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 91\ \%$$

6.12. Se dispone de una disolución (A) de ácido clorhídrico del 36,0 % en peso y densidad 1,18 g cm^{-3}.
a) Calcule el volumen que hay que añadir de esta disolución a 1,00 L de otra disolución de ácido clorhídrico del 12,0 % en peso y densidad 1,06 g cm^{-3} para que la disolución resultante sea exactamente del 25 % en peso.
b) ¿Qué volumen de disolución A hay que añadir a 500 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0,92 M para que la nueva disolución resulte exactamente 1,00 M?
c) ¿Qué volumen de la disolución A se necesita para neutralizar 50 mL de una disolución de hidróxido de sodio que contiene 100 g L^{-1}?

(Murcia 2000) (Cantabria 2015)

a) Llamando B a la disolución diluida de HCl (12,0 %), las masas de disolución y HCl son:

$$1{,}00\ \text{L B} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{B}}{1\ \text{L B}} \cdot \frac{1{,}06\ \text{g B}}{1\ \text{cm}^3\ \text{B}} = 1{,}06 \cdot 10^3\ \text{g B}$$

$$1{,}06 \cdot 10^3\ \text{g B} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g B}} = 127\ \text{g HCl}$$

Las masas de disolución y HCl contenidas en x mL de disolución A son:

$$x\ \text{cm}^3\ \text{A} \cdot \frac{1{,}18\ \text{g A}}{1\ \text{cm}^3\ \text{A}} = 1{,}18\ x\ \text{g A}$$

$$1{,}18\ x\ \text{A} \cdot \frac{36{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g A}} = 0{,}425\ x\ \text{g HCl}$$

Si se mezclan x cm^3 de A con 1,00 L de B y se consideran los volúmenes aditivos, se obtiene una disolución C de concentración 25,0 % en masa:

$$\frac{(127 + 0{,}425\ x)\ \text{g HCl}}{(1{,}06 \cdot 10^3 + 1{,}18\ x)\ \text{g C}} \cdot 100 = 25{,}0\ \% \qquad \rightarrow \qquad x = 1{,}06 \cdot 10^3\ \text{cm}^3\ \text{A}$$

b) La cantidad de HCl contenido en 500 mL disolución de HCl 0,92 M es:

$$500\ \text{mL HCl 0,92 M} \cdot \frac{1\ \text{L HCl 0,92 M}}{10^3\ \text{mL HCl 0,92 M}} \cdot \frac{0{,}92\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 0,92 M}} = 0{,}46\ \text{mol HCl}$$

La cantidad de HCl contenido en y mL de disolución A es:

$$y\ \text{mL A} \cdot \frac{1{,}18\ \text{g A}}{1\ \text{mL A}} \cdot \frac{36{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g A}} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 1{,}16 \cdot 10^{-2}\ y\ \text{mol HCl}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, al mezclar ambas disoluciones se debe obtener una disolución de concentración 1,0 M:

$$\frac{(0{,}46 + 1{,}16 \cdot 10^{-2}\ y)\ \text{mol HCl}}{500\ \text{mL HCl 0,92 M} + y\ \text{mL A}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 1{,}0\ \text{M} \quad \rightarrow \quad y = 3{,}8\ \text{mL A}$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y NaOH es:

$$\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$$

La cantidad de NaOH contenido en 50 mL de disolución de NaOH de concentración 100 g L^{-1} es:

$$50\ \text{mL NaOH 100 g L}^{-1} \cdot \frac{1\ \text{L NaOH 100 g L}^{-1}}{10^3\ \text{mL NaOH 100 g L}^{-1}} \cdot \frac{100\ \text{g NaOH}}{1\ \text{L NaOH 100 g L}^{-1}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40{,}0\ \text{g NaOH}} = 0{,}13\ \text{mol NaOH}$$

Relacionando NaOH con la disolución A:

$$0{,}13 \text{ mol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 36{,}0 \ \%}{1{,}16 \cdot 10^{-2} \text{ mol HCl}} = 11 \text{ mL HCl } 36{,}0 \ \%$$

6.13. A diferencia del agua, que reacciona violentamente con los metales alcalinos, el amoníaco líquido se combina con ellos formando disoluciones de intenso color azul. Suponiendo que se tienen 1.707 g de una disolución de sodio en amoníaco líquido, siendo la fracción molar del metal 0,0937, ¿cuántos gramos de amoníaco se deberían evaporar si se necesita que la fracción molar aumente a 0,1325?

(Extremadura 2001) (Castilla y León 2001)

En cualquier mezcla binaria se cumple que, $x_{\text{soluto}} + x_{\text{disolvente}} = 1$, por lo tanto, una disolución que tiene fracción molar 0,0937 para uno de sus componentes, la fracción molar del otro es, (1 – 0,0937) = 0,906.

Convirtiendo la razón molar en razón másica y fracción másica:

$$\frac{0{,}0937 \text{ mol Na}}{0{,}906 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{23{,}0 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17{,}0 \text{ g } NH_3} = \frac{0{,}140 \text{ g Na}}{\text{g } NH_3} \quad \rightarrow \quad \frac{0{,}140 \text{ g Na}}{1{,}14 \text{ g disolución}}$$

Las masas de Na y NH_3 contenidas en 1 707 g de la disolución anterior son:

$$1.707 \text{ g disolución} \cdot \frac{0{,}140 \text{ g Na}}{1{,}14 \text{ g disolución}} = 210 \text{ g Na}$$

$$1.707 \text{ g disolución} - 210 \text{ g Na} = 1{,}50 \cdot 10^3 \text{ g } NH_3$$

Una disolución que tiene fracción molar 0,1325 para uno de sus componentes, para el otro la fracción molar es, (1 – 0,1325) = 0,8675.

Convirtiendo la razón molar en razón másica:

$$\frac{0{,}1325 \text{ mol Na}}{0{,}8675 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{23{,}0 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17{,}0 \text{ g } NH_3} = \frac{0{,}2066 \text{ g Na}}{\text{g } NH_3}$$

Si la disolución dada contiene 210 g de Na y lo que se evapora es NH_3, la masa de este necesaria para obtener la disolución resultante es:

$$210 \text{ g Na} \cdot \frac{1 \text{ g } NH_3}{0{,}2066 \text{ g Na}} = 1{,}02 \cdot 10^3 \text{ g } NH_3$$

La masa de NH_3 a evaporar es:

$$1{,}50 \cdot 10^3 \text{ g } NH_3 \text{ (inicial)} - 1{,}02 \cdot 10^3 \text{ g } NH_3 \text{ (final)} = 480 \text{ g } NH_3 \text{ (a evaporar)}$$

6.14. La concentración una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno, H_2O_2, se expresa usualmente de la forma “agua oxigenada de x volúmenes”. Esto quiere decir que una determinada cantidad de disolución puede producir x veces su volumen de oxígeno gaseoso en condiciones normales. El oxígeno proviene de la disociación del peróxido de hidrógeno en agua y oxígeno.
a) ¿Cuál es la molaridad en H_2O_2 de un agua oxigenada de 8 volúmenes?
b) Proponga una estructura molecular para el H_2O_2, justificando su geometría en función de la naturaleza de sus enlaces.

(Extremadura 2001)

a) La expresión 8 volúmenes quiere decir que produce:

$$\frac{8 \text{ mL } O_2}{\text{mL disolución } H_2O_2}$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición del H_2O_2 es:

$$2\ H_2O_2(aq) \rightarrow 2\ H_2O(l) + O_2(g)$$

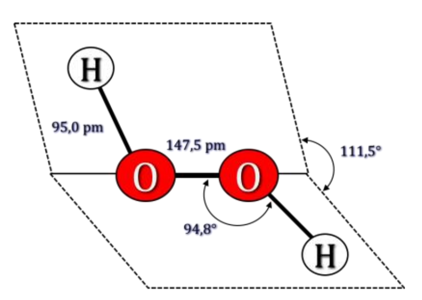
Relacionando O_2 con H_2O_2:

$$\frac{8\ \text{mL}\ O_2}{\text{mL disolución}\ H_2O_2} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ O_2}{22{,}4\ \text{mL}\ O_2} \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ H_2O_2}{1\ \text{mmol}\ O_2} = 0{,}7\ \text{M}$$

b) La estructura de Lewis del H_2O_2 es:

H:Ö:Ö:H

Según el modelo RPECV se trata una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que la disposición es tetraédrica respecto a cada átomo de oxígeno y la geometría es, como llaman algunos autores, con "forma de libro".



6.15. Un vaso A contiene 1,68 g de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$, en 20,0 g de agua; otro vaso B contiene 2,45 g de una sustancia X, no electrólito y no volátil en 24,0 g de agua. Los vasos se colocan juntos en un recipiente vacío y se espera. Al cabo de un cierto tiempo se encuentra que la masa total del vaso A es 24,9 g. Calcule la masa molecular de la sustancia X.

(Castilla y León 2001)

Al introducir ambas disoluciones en un recipiente vacío se produce el paso de H_2O del vaso B al A hasta que en ambas disoluciones las presiones parciales que ejerce el vapor procedente del H_2O son iguales. La masa de H_2O transferida es:

$$m_{H_2O} = [24{,}9 - (20{,}0 + 1{,}68)]\ \text{g} = 3{,}22\ \text{g}$$

La presión parcial que ejerce el vapor procedente de un líquido en una mezcla, se calcula mediante la ley de Raoult (1882):

$$p = p°\,(1 - x_s) \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p° = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

Cuando se alcanza el equilibrio se cumple que:

$$p_A = p_B \quad \rightarrow \quad p°\,(1 - x_{C_{12}H_{22}O_{11}}) = p°\,(1 - x_X)$$

Las masas de soluto y disovente en ambos vasos son:

$$A \ \rightarrow \begin{cases} m_{H_2O} = (20{,}0 + 3{,}22)\ \text{g} = 23{,}22\ \text{g} \\ m_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 1{,}68 \end{cases} \qquad B \ \rightarrow \begin{cases} m_{H_2O} = (24{,}9 - 3{,}22)\ \text{g} = 20{,}8\ \text{g} \\ m_X = 2{,}45\ \text{g} \end{cases}$$

Las fracciones molares los solutos en las dos disoluciones son:

$$x_{C_{12}H_{22}O_{11}} = \frac{1{,}68\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{342{,}0\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11}}}{1{,}68\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{342{,}0\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11}} + 23{,}22\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}} = 0{,}996$$

$$x_X = \frac{2{,}45\ \text{g X} \cdot \dfrac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}}}{2{,}45\ \text{g X} \cdot \dfrac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}} + 20{,}78\ \text{g } H_2O \cdot \dfrac{1\ \text{mol } H_2O}{18{,}0\ \text{g } H_2O}}$$

De donde se obtiene que el valor de la masa molar del soluto desconocido es:

$$(1-0{,}996) = \frac{2{,}45\ \text{g X} \cdot \dfrac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}}}{2{,}45\ \text{g X} \cdot \dfrac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}} + 20{,}8\ \text{g } H_2O \cdot \dfrac{1\ \text{mol } H_2O}{18{,}0\ \text{g } H_2O}} \quad \rightarrow \quad M = 528\ \text{g mol}^{-1}$$

6.16. La legislación medioambiental establece los siguientes límites para las concentraciones de iones de metales pesados en los vertidos de aguas residuales:

cadmio < 0,050 ppm aluminio < 0,50 ppm.

Un laboratorio de análisis de metales pesados genera como residuo una disolución acuosa que es $1{,}00 \cdot 10^{-5}$ M en nitrato de aluminio y $1{,}00 \cdot 10^{-5}$ M en nitrato de cadmio. Calcule:

a) El contenido de los iones Al^{3+} y Cd^{2+} de dicha disolución expresados en mg L^{-1}.

b) El volumen de agua pura que debe mezclarse con cada litro de esta disolución para que el vertido cumpla la legislación vigente.

(Castilla y León 2002)

a) Por tratarse de disoluciones acuosas diluidas se puede considerar la concentración en ppm como mg soluto/L agua.

▪ La concentración de Al^{3+} de la disolución, expresada en mg L^{-1}, es:

$$\frac{1{,}00 \cdot 10^{-5}\ \text{mol } Al(NO_3)_3}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol } Al^{3+}}{1\ \text{mol } Al(NO_3)_3} \cdot \frac{27{,}0\ \text{g } Al^{3+}}{1\ \text{mol } Al^{3+}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg } Al^{3+}}{1\ \text{g } Al^{3+}} = 0{,}270\ \frac{\text{mg}}{\text{L}} \rightarrow 0{,}270\ \text{ppm}$$

El valor 0,27 ppm < 0,50 ppm, valor máximo permitido por la legislación, por lo tanto respecto al Al^{3+} se puede realizar el vertido sin problemas.

▪ La concentración de Cd^{2+}, expresada en ppm, de la disolución es:

$$\frac{1{,}00 \cdot 10^{-5}\ \text{mol } Cd(NO_3)_2}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol } Cd^{2+}}{1\ \text{mol } Cd(NO_3)_2} \cdot \frac{112{,}4\ \text{g } Cd^{2+}}{1\ \text{mol } Cd^{2+}} \cdot \frac{10^3\ \text{mg } Cd^{2+}}{1\ \text{g } Cd^{2+}} = 1{,}12\ \frac{\text{mg}}{\text{L}} \rightarrow 1{,}12\ \text{ppm}$$

Respecto al Cd^{2+}, el valor 1,12 ppm > 0,050 ppm, valor máximo permitido por la legislación, por lo tanto es necesario diluir el residuo para poder realizar el vertido del agua contaminada.

b) Considerando volúmenes aditivos, y llamando V al volumen de agua, en litros, a añadir para conseguir la concentración permitida en el caso del Cd^{2+}:

$$\frac{1{,}12\ \text{mg } Cd^{2+}}{(1+V)\ \text{L disolución}} = 0{,}050\ \frac{\text{mg } Cd^{2+}}{\text{L disolución}} \quad \rightarrow \quad V = 21\ \text{L } H_2O$$

6.17. Se necesita 1 L de un cierto ácido sulfúrico para reaccionar totalmente con 1 kg de carbonato de sodio anhidro. Calcule la molaridad de este ácido y cómo podría prepararse por dilución a partir de otro ácido sulfúrico concentrado con una densidad de 1,830 g mL^{-1} y que contiene 93,64 % de H_2SO_4.

(Baleares 2002)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre Na_2CO_3 y H_2SO_4 es:

$$Na_2CO_3(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Relacionando Na_2CO_3 y H_2SO_4:

$$1\ \text{kg Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{10^3\ \text{g Na}_2\text{CO}_3}{1\ \text{kg Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3}{106{,}0\ \text{g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3} = 9{,}43\ \text{mol H}_2\text{SO}_4$$

La molaridad de la disolución ácida es:

$$\frac{9{,}43\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{L disolución}} = 9{,}43\ \text{M}$$

Como se dispone de H_2SO_4 de riqueza 93,64 %, la masa necesaria para preparar la disolución es:

$$9{,}43\ \text{mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 93{,}64\ \%}{93{,}64\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = 987\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 93{,}64\ \%$$

El procedimiento experimental es:

- Se pesan 987 g de H_2SO_4 del 93,64 %.
- Se introduce un poco de agua en un matraz aforado de un litro.
- Se añaden lentamente los 987 g de H_2SO_4 del 93,64 % a la vez que se agita con cuidado la mezcla.
- El proceso de disolución del ácido sulfúrico en agua es fuertemente exotérmico, por lo que una vez que la mezcla se haya enfriado, se completa con agua hasta obtener 1 L de disolución.

También se podría haber calculado el volumen correspondiente a los 987 g de H_2SO_4 del 93,64 % a añadir:

$$987\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 93{,}64\ \% \cdot \frac{1\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 93{,}64\ \%}{1{,}830\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 93{,}64\ \%} = 539\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 93{,}64\ \%$$

pero en el laboratorio resulta más problemático medir ese volumen de disolución con una probeta que medir la masa de la misma con una balanza.

6.18. Se desean preparar 30 g de una disolución al 60 % en peso de etanol. Para ello, partiremos de una disolución acuosa de etanol al 96 % en volumen y de agua destilada. A la temperatura de trabajo, la densidad de la disolución de etanol al 96 % es 0,81 g mL^{-1} y la densidad del agua 1,000 g mL^{-1}.
¿Qué volumen de ambas sustancias se tiene que mezclar para preparar la disolución?
Calcule también la fracción molar del etanol en la disolución obtenida.
(Dato. Densidad del etanol absoluto = 0,79 g mL^{-1})

(Murcia 2004)

Las masas de etanol, C_2H_6O, y de agua contenidas en 30 g de disolución de etanol al 60 % en peso son:

$$30\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O}\ 60\ \% \cdot \frac{60\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O}}{100\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O}\ 60\ \%} = 18\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O}$$

$$30\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O}\ 60\ \% - 18\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O} = 12\ \text{g H}_2\text{O}$$

Relacionando el etanol absoluto (100 %) con la disolución del 96 % en volumen:

$$18\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O} \cdot \frac{1\ \text{mL C}_2\text{H}_6\text{O}}{0{,}79\ \text{mL C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{100\ \text{mL C}_2\text{H}_6\text{O}\ 96\ \%}{96\ \text{mL C}_2\text{H}_6\text{O}} = 24\ \text{mL C}_2\text{H}_6\text{O}\ 96\ \%$$

El volumen de agua a añadir considerando una densidad de 1,0 g mL^{-1} es:

$$24\ \text{mL C}_2\text{H}_6\text{O}\ 96\ \% \cdot \frac{0{,}81\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O}\ 96\ \%}{1\ \text{mL C}_2\text{H}_6\text{O}\ 96\ \%} = 19{,}4\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O}\ 96\ \%$$

$$30\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O}\ 60\ \% - 19{,}4\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O}\ 96\ \% = 10{,}8\ \text{g H}_2\text{O} \quad \rightarrow \quad 10{,}8\ \text{mL H}_2\text{O}$$

La fracción molar de etanol de la disolución obtenida es:

$$\frac{18\ \text{g}\ C_2H_6O \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ C_2H_6O}{46{,}0\ \text{g}\ C_2H_6O}}{18\ \text{g}\ C_2H_6O \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ C_2H_6O}{46{,}0\ \text{g}\ C_2H_6O} + 12\ \text{g}\ H_2O \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}} = 0{,}37$$

6.19. En la fabricación de ácido sulfúrico por el método de las cámaras de plomo, ahora en desuso, se obtiene un ácido sulfúrico con una riqueza del 63,66 % en masa. Calcule la cantidad de agua que se debe evaporar, por kg de mezcla inicial, para concentrar dicho ácido hasta un 75,0 % en masa de riqueza.

(Castilla y León 2004)

La masa de H_2SO_4 contenida en 1,00 kg de disolución de riqueza 63,66 % es:

$$1{,}00\ \text{kg}\ H_2SO_4\ 63{,}66\ \% \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ H_2SO_4\ 63{,}66\ \%}{1\ \text{kg}\ H_2SO_4\ 63{,}66\ \%} \cdot \frac{63{,}66\ \text{g}\ H_2SO_4}{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 63{,}66\ \%} = 637\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Llamando x a la masa de H_2O que se debe evaporar de la disolución anterior para tener una riqueza del 75,0 %:

$$\frac{637\ \text{g}\ H_2SO_4}{(1\,000 - x)\ \text{g disolución}} \cdot 100 = 75{,}0\ \% \qquad \rightarrow \qquad x = 151\ \text{g}\ H_2O$$

6.20. Al preparar una disolución al 50,0 % de hidróxido de potasio partiendo de un producto comercial con un 90,0 % de riqueza, se agregó un exceso de agua, resultando una lejía del 45,0 %. ¿Cuánto producto comercial debe añadirse a 200 g de esta disolución para tener la concentración deseada?

(Galicia 2004)

La masa de KOH contenida en 200 g de disolución de KOH al 45,0 % en masa es:

$$200\ \text{g KOH}\ 45{,}0\ \% \cdot \frac{45{,}0\ \text{g KOH}}{100\ \text{g KOH}\ 45{,}0\ \%} = 90{,}0\ \text{g KOH}$$

La masa de KOH contenida en x g de disolución de KOH al 60,0 % en masa es:

$$x\ \text{g KOH}\ 60{,}0\ \% \cdot \frac{60{,}0\ \text{g KOH}}{100\ \text{g KOH}\ 60{,}0\ \%} = 0{,}600\ x\ \text{g KOH}$$

Al mezclar ambas disoluciones se puede obtener una cuya concentración sea del 50 % en masa:

$$\frac{(90{,}0 + 0{,}600\ x)\ \text{g KOH}}{(x + 200)\ \text{g KOH}\ 50\ \%} \cdot 100 = 50{,}0\ \% \qquad \rightarrow \qquad x = 100\ \text{g KOH}\ 60{,}0\ \%$$

6.21. Se prepara una disolución mezclando 30 mL de agua, de densidad 1.000 kg m^{-3} y 40 mL de acetona de densidad 0,60 g cm^{-3}. La densidad de la disolución resultante es igual a 0,90 kg L^{-1}. Calcule la concentración de acetona expresada como % en masa y molaridad.

(Baleares 2005) (Valencia 2007)

Las masas de H_2O y de C_3H_6O que se mezclan son:

$$30\ \text{mL}\ H_2O \cdot \frac{1.000\ \text{kg}\ H_2O}{1\ \text{m}^3\ H_2O} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ H_2O}{10^6\ \text{mL}\ H_2O} = 30\ \text{g}\ H_2O$$

$$40\ \text{mL}\ C_3H_6O \cdot \frac{0{,}60\ \text{g}\ C_3H_6O}{1\ \text{mL}\ C_3H_6O} = 24\ \text{g}\ C_3H_6O$$

La concentración de la disolución expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{24\ \text{g}\ C_3H_6O}{(24 + 30)\ \text{g disolución}} \cdot 100 = 44\ \%\ C_3H_6O$$

La concentración molar de la disolución es:

$$\frac{24\ \text{g}\ C_3H_6O}{(24+30)\ \text{g disolución}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_3H_6O}{58{,}0\ \text{g}\ C_3H_6O}\cdot\frac{10^3\ \text{g disolución}}{1\ \text{kg disolución}}\cdot\frac{0{,}90\ \text{kg disolución}}{1\ \text{L disolución}}=6{,}9\ \text{mol L}^{-1}$$

6.22. Calcule el volumen de ácido sulfúrico comercial ($\rho = 1{,}8$ g cm^{-3} y riqueza 90 % en masa) que se necesita para preparar 500 cm^3 de una disolución de ácido sulfúrico 0,10 M.

(Canarias 2006) (Valencia 2015)

La masa de H_2SO_4 que se necesita para preparar la disolución 0,10 M es:

$$500\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M}\cdot\frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M}}{10^3\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M}}\cdot\frac{0{,}10\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M}}\cdot\frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}=4{,}9\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 comercial de riqueza 90 % y $\rho = 1{,}8$ g cm^{-3}, el volumen que se necesita es:

$$4{,}9\ \text{g}\ H_2SO_4\cdot\frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 90\ \%}{90\ \text{g}\ H_2SO_4}\cdot\frac{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 90\ \%}{1{,}8\ \text{g}\ H_2SO_4\ 90\ \%}=3{,}0\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 90\%$$

(En Valencia 2015 se pregunta como cuestión multirrespuesta).

6.23. Calcule los gramos de soluto que es preciso añadir a 400 mL de una disolución de riqueza 30,0 % y densidad 1,32 g mL^{-1} para convertirla en otra del 40,0 %.

(Baleares 2006)

Las masas de disolución y de soluto de 400 mL de una disolución de riqueza 30 % son, respectivamente:

$$400\ \text{mL disolución}\ 30{,}0\ \%\cdot\frac{1{,}32\ \text{g disolución}\ 30{,}0\ \%}{1\ \text{mL disolución}\ 30{,}0\ \%}=528\ \text{g disolución}\ 30{,}0\ \%$$

$$528\ \text{g disolución}\ 30{,}0\ \%\cdot\frac{30{,}0\ \text{g soluto}}{100\ \text{g disolución}\ 30{,}0\ \%}=158\ \text{g soluto}$$

Llamando x a masa de soluto a añadir a la disolución anterior para que la concentración aumente hasta el 40 %:

$$\frac{(158+x)\ \text{g soluto}}{(528+x)\ \text{g disolución}}\cdot 100=40\ \% \quad\rightarrow\quad x=88{,}7\ \text{g soluto}$$

6.24. La cerveza que se consume corrientemente tiene un 3,5 % de contenido en alcohol etílico, C_2H_5OH. Calcule la masa de alcohol presente en una botella que contiene 330 mL ("un tercio") de cerveza suponiendo que la densidad de esta es igual a 1,00 g cm^{-3}.

(Baleares 2007)

Considerando que el dato del porcentaje es en masa, la cantidad de C_2H_5OH contenida en un botellín de cerveza de 330 mL es:

$$330\ \text{mL cerveza}\cdot\frac{1{,}00\ \text{g cerveza}}{1\ \text{mL cerveza}}\cdot\frac{3{,}5\ \text{g}\ C_2H_5OH}{100\ \text{g cerveza}}=12\ \text{g}\ C_2H_5OH$$

6.25. Cierta empresa fabrica baterías para automóviles y necesita preparar 4 500 L diarios de ácido sulfúrico del 34,0 % de riqueza en peso (densidad 1,25 g mL^{-1}). ¿Cuántos litros de ácido sulfúrico concentrado (98,0 % de riqueza en peso, densidad 1,844 g mL^{-1}) se requerirán para cubrir las necesidades diarias de las empresa?

(Preselección Valencia 2008)

La masa de disolución del 34 % que se necesita es:

$$4\,500 \text{ L } H_2SO_4 \text{ } 34{,}0\ \% \cdot \frac{10^3 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ } 34{,}0\ \%}{1 \text{ L } H_2SO_4 \text{ } 34{,}0\ \%} \cdot \frac{1{,}25 \text{ g } H_2SO_4 \text{ } 34{,}0\ \%}{1 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ } 34{,}0\ \%} = 5{,}63 \cdot 10^6 \text{ g } H_2SO_4 \text{ } 34{,}0\ \%$$

La masa de H_2SO_4 que contiene es:

$$5{,}63 \cdot 10^6 \text{ g } H_2SO_4 \text{ } 34{,}0\ \% \cdot \frac{34{,}0 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g } H_2SO_4 \text{ } 34{,}0\ \%} = 1{,}91 \cdot 10^6 \text{ g } H_2SO_4$$

Como se dispone de disolución del 98 %:

$$1{,}91 \cdot 10^6 \text{ g } H_2SO_4 \cdot \frac{100 \text{ g } H_2SO_4 \text{ } 98{,}0\ \%}{98{,}0 \text{ g } H_2SO_4} = 1{,}95 \cdot 10^6 \text{ g } H_2SO_4 \text{ } 98{,}0\ \%$$

El volumen de disolución del 98,0 % es:

$$1{,}95 \cdot 10^6 \text{ g } H_2SO_4 \text{ } 98{,}0\ \% \cdot \frac{1 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ } 98{,}0\ \%}{1{,}844 \text{ g } H_2SO_4 \text{ } 98{,}0\ \%} \cdot \frac{1 \text{ L } H_2SO_4 \text{ } 98{,}0\ \%}{10^3 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ } 98{,}0\ \%} = 1{,}06 \cdot 10^3 \text{ L } H_2SO_4 \text{ } 98{,}0\ \%$$

6.26. A partir de ácido clorhídrico comercial de densidad 1,18 g mL^{-1} y 36 % en peso, se quiere preparar 500 mL de una disolución 0,50 M y posteriormente 100 mL de una disolución 0,10 M a partir de la anterior. Indique los cálculos necesarios y el procedimiento a seguir.
Calcule el número de gramos de hidrógeno que hay en los últimos 100 mL de disolución, incluyendo los procedentes de agua.

(Murcia 2009)

▪ La masa de HCl que se necesita para preparar 500 mL de disolución de HCl 0,50 M es:

$$500 \text{ mL HCl } 0{,}50 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 0{,}50 \text{ M}}{10^3 \text{ mL HCl } 0{,}50 \text{ M}} \cdot \frac{0{,}50 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0{,}50 \text{ M}} \cdot \frac{36{,}5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 9{,}1 \text{ g HCl}$$

Como se dispone de HCl comercial de riqueza 36 % y $\rho = 1{,}18$ g mL^{-1}, el volumen a medir es:

$$9{,}1 \text{ g HCl} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 36\ \%}{36 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 36\ \%}{1{,}18 \text{ g HCl } 36\ \%} = 22 \text{ mL HCl } 36\ \%$$

El procedimiento experimental es:

- Se llena con agua destilada hasta su mitad un matraz aforado 500 mL.
- Se miden con una pipeta 22 mL de HCl de riqueza 36 % y se introducen en el matraz aforado.
- Se agita la mezcla y se completa con agua hasta llegar el aforo, cuidando de añadir la última porción de agua con un cuentagotas.

▪ El volumen de HCl 0,50 M que se necesita para preparar 100 mL de disolución de HCl 0,10 M es:

$$100 \text{ mL HCl } 0{,}10 \text{ M} \cdot \frac{0{,}10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0{,}10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 0{,}50 \text{ M}}{0{,}50 \text{ mmol HCl}} = 20 \text{ mL HCl } 0{,}50 \text{ M}$$

El procedimiento experimental es:

- Se llena con agua destilada hasta su mitad un matraz aforado 100 mL.
- Se miden con la pipeta 20 mL de disolución de HCl 0,50 M y se introducen en el matraz aforado.
- Se agita la mezcla y se completa con agua hasta llegar el aforo, cuidando de añadir la última porción de agua con un cuentagotas.

La masa de H contenida en el HCl añadido es:

$$0{,}010 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 0{,}010 \text{ g H}$$

Como la disolución 0,10 M contiene poco soluto se puede suponer que su densidad es 1 g mL^{-1}, con lo que la masa de H_2O contenida en los 100 mL de disolución 0,10 M es:

$$100 \text{ g HCl } 0{,}10 \text{ M} - 0{,}01 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36{,}5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 99{,}6 \text{ g } H_2O$$

$$99{,}6 \text{ g } H_2O \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{1{,}0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 11{,}1 \text{ g H}$$

La masa total de H contenida en la disolución es:

$$0{,}010 \text{ g H} + 11{,}1 \text{ g H} = 11{,}1 \text{ g H}$$

6.27. El etilenglicol, $CH_2OH{-}CH_2OH$, o simplemente glicol, es un líquido de densidad 1,115 g cm^{-3} que se utiliza como disolvente y anticongelante. ¿Qué volumen de esta sustancia es necesario disolver para preparar 750 mL de una disolución de glicol 0,250 M?

(Baleares 2009)

La cantidad de glicol ($CH_2OH{-}CH_2OH$) contenido en la disolución 0,250 M es:

$$750 \text{ mL glicol } 0{,}250 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L glicol } 0{,}250 \text{ M}}{10^3 \text{ mL glicol } 0{,}250 \text{ M}} \cdot \frac{0{,}250 \text{ mol glicol}}{1 \text{ L glicol } 0{,}250 \text{ M}} = 0{,}188 \text{ mol glicol}$$

El volumen de glicol es:

$$0{,}188 \text{ mol glicol} \cdot \frac{62{,}0 \text{ g glicol}}{1 \text{ mol glicol}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ glicol}}{1{,}115 \text{ g glicol}} = 10{,}5 \text{ cm}^3 \text{ glicol}$$

6.28. Una disolución de ácido nítrico tiene una densidad de 1,124 g mL^{-1} y 20,69 % (p/p_T). Se toman 40,0 mL de dicha disolución y se diluyen con agua a 15 °C ($\rho = 1$ g mL^{-1}) hasta un volumen de 250 mL. ¿Cuál es la concentración en g L^{-1} de la disolución diluida?

(Córdoba 2010)

La masa de HNO_3 contenida en la disolución de riqueza 20,69 % es:

$$40{,}0 \text{ mL } HNO_3 \text{ } 20{,}69 \text{ \%} \cdot \frac{1{,}124 \text{ g } HNO_3 \text{ } 20{,}69 \text{ \%}}{1 \text{ mL } HNO_3 \text{ } 20{,}69 \text{ \%}} \cdot \frac{20{,}69 \text{ g } HNO_3}{100 \text{ g } HNO_3 \text{ } 20{,}69 \text{ \%}} = 9{,}30 \text{ g } HNO_3$$

La concentración de la disolución es:

$$\frac{9{,}30 \text{ g } HNO_3}{250 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 37{,}2 \text{ g L}^{-1}$$

6.29. El término "proof" que aparece en las botellas de bebidas alcohólicas se define como el doble del porcentaje en volumen de etanol puro en la disolución. Así, una disolución del 95 % (v/v) de etanol, CH_3CH_2OH, es 190 proof. ¿Cuál es la molaridad de una disolución que sea 92 "proof"?

(Datos. Densidades (g cm^{-3}): etanol = 0,80; agua = 1,0)

(Valencia 2011)

Tomando como base de cálculo 100 mL de bebida alcohólica 92 "proof", es decir, con una concentración del 46 % en volumen de etanol, y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{46 \text{ mL } CH_3CH_2OH}{100 \text{ mL bebida}} \cdot \frac{0{,}80 \text{ g } CH_3CH_2OH}{\text{mL } CH_3CH_2OH} \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_3CH_2OH}{46{,}0 \text{ g } CH_3CH_2OH} \cdot \frac{10^3 \text{ mL bebida}}{1 \text{ L bebida}} = 8{,}0 \text{ mol L}^{-1}$$

6.30. a) Calcule la molaridad, molalidad y fracción molar de un vinagre que contiene un 5,0 % de ácido acético (CH_3COOH), siendo su densidad = 1,005 g mL^{-1}.
b) ¿Qué volumen de este ácido se debe tomar para preparar 250 mL de disolución 0,10 M?

(Granada 2012)

a) Tomando una base de cálculo de 100 g de vinagre y aplicando los conceptos de molaridad, molalidad y fracción molar:

$$\frac{5{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH}{100\ \text{g vinagre}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3COOH}{60{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH} \cdot \frac{1{,}005\ \text{g vinagre}}{1\ \text{mL vinagre}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL vinagre}}{1\ \text{L vinagre}} = 0{,}84\ \text{mol L}^{-1}$$

$$\frac{5{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH}{95{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3COOH}{60{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = 0{,}88\ \text{mol kg}^{-1}$$

$$\frac{5{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3COOH}{60{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH}}{5{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3COOH}{60{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH} + 95{,}0\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol g}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}} = 0{,}016$$

b) Considerando que el vinagre solo contiene ácido acético y agua, el volumen de este que se necesita para preparar la disolución es:

$$250\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 0{,}10\ \text{M}} = 25\ \text{mmol}\ CH_3COOH$$

$$25\ \text{mmol}\ CH_3COOH \cdot \frac{1\ \text{mL disolución}}{0{,}84\ \text{mmol}\ CH_3COOH} = 30\ \text{mL disolución}$$

6.31. El ácido nítrico, HNO_3, es utilizado comúnmente como reactivo de laboratorio, se emplea para fabricar explosivos como nitroglicerina y trinitrotolueno (TNT), así como fertilizantes como el nitrato de amonio. Tiene usos, además, en metalurgia ya que reacciona con la mayoría de los metales. Cuando se mezcla con ácido clorhídrico, HCl, forma el agua regia, reactivo capaz de disolver el oro y el platino.
Se dispone de dos disoluciones de HNO_3; la disolución 1 de densidad 1,38 g mL^{-1} y 62,7 % riqueza en peso, y la disolución 2, de densidad 1,13 g mL^{-1} y 22,3 % de riqueza.
a) Si se mezclan 1.000 mL de la disolución 1 con 1.000 mL de la disolución 2, calcule el % de HNO_3 en la disolución resultante, la molaridad y el volumen final.
b) ¿Qué volumen de la disolución 1 hay que añadir a 50,0 mL de la disolución 2 para obtener una disolución de HNO_3 12,0 M.

(Murcia 2012)

a) <u>Disolución 1</u> (HNO_3 62,7 % y ρ = 1,38 g mL^{-1}). La masa de la disolución es:

$$1.000\ \text{mL}\ HNO_3\ 62{,}7\ \% \cdot \frac{1{,}38\ \text{g}\ HNO_3\ 62{,}7\ \%}{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 62{,}7\ \%} = 1{,}38 \cdot 10^3\ \text{g}\ HNO_3\ 62{,}7\ \%$$

La masa de HNO_3 contenida en dicha disolución es:

$$1{,}38 \cdot 10^3\ \text{g}\ HNO_3\ 62{,}7\ \% \cdot \frac{62{,}7\ \text{g}\ HNO_3}{100\ \text{g}\ HNO_3\ 62{,}7\ \%} = 865\ \text{g}\ HNO_3$$

- <u>Disolución 2</u> (HNO_3 22,3 % y ρ = 1,13 g mL^{-1}). La masa de la disolución es:

$$1.000\ \text{mL}\ HNO_3\ 22{,}3\ \% \cdot \frac{1{,}13\ \text{g}\ HNO_3\ 22{,}3\ \%}{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 22{,}3\ \%} = 1{,}13 \cdot 10^3\ \text{g}\ HNO_3\ 22{,}3\ \%$$

La masa de HNO_3 contenida en dicha disolución es:

$$1{,}13 \cdot 10^3 \text{ g HNO}_3\ 22{,}3\ \% \cdot \frac{22{,}3 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g HNO}_3\ 22{,}3\ \%} = 252 \text{ g HNO}_3$$

La concentración de la disolución resultante de la mezcla expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{(865 + 252) \text{ g HNO}_3}{(1{,}38 \cdot 10^3 + 1{,}13 \cdot 10^3) \text{ g disolución}} \cdot 100 = 44{,}5\ \%$$

Suponiendo volúmenes aditivos el volumen de la disolución resultante es 2.000 mL.

La concentración de la disolución resultante expresada como molaridad es:

$$\frac{(865 + 252) \text{ g HNO}_3}{2.000 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63{,}0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 8{,}87 \text{ mol L}^{-1}$$

La concentración molar de cada uno de las disoluciones originales es:

▪ Disolución 1 (HNO_3 62,7 % y ρ = 1,38 g mL^{-1}):

$$\frac{62{,}7 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g HNO}_3\ 62{,}7\ \%} \cdot \frac{1{,}38 \text{ g HNO}_3\ 62{,}7\ \%}{1 \text{ mL HNO}_3\ 62{,}7\ \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63{,}0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HNO}_3\ 62{,}7\ \%}{1 \text{ L HNO}_3\ 62{,}7\ \%} = 13{,}7 \text{ mol L}^{-1}$$

▪ Disolución 2 (HNO_3 22,3 % y ρ = 1,13 g mL^{-1}):

$$\frac{22{,}3 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g HNO}_3\ 22{,}3\ \%} \cdot \frac{1{,}13 \text{ g HNO}_3\ 22{,}3\ \%}{1 \text{ mL HNO}_3\ 22{,}3\ \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63{,}0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HNO}_3\ 22{,}3\ \%}{1 \text{ L HNO}_3\ 22{,}3\ \%} = 4{,}00 \text{ mol L}^{-1}$$

Considerando volúmenes aditivos, el volumen de disolución1 (D_1) que hay que añadir a 50 mL de la disolución 2 (D_2) para tener una disolución 12,0 M es:

$$\frac{V \text{ mL D}_1 \cdot \dfrac{13{,}7 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mL D}_1} + 50{,}0 \text{ mL D}_2 \cdot \dfrac{4{,}0 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mL D}_2}}{(V + 50{,}0) \text{ mL disolución}} = 12{,}0 \text{ M} \quad \rightarrow \quad V = 235 \text{ mL D}_1$$

6.32. Para fertilizar una plantación arbórea se necesita preparar una disolución madre de riego que contenga los elementos N, P, K. Calcule:
a) Los kg de los compuestos fertilizantes KNO_3 (sólido puro), NH_4NO_3 (sólido puro) y el volumen de disolución acuosa de H_3PO_4 de pureza 85,0 % y 1,632 g mL^{-1}, que deben disolverse en agua para preparar 1.250 L de disolución madre que contenga 100 kg de potasio, K^+, 100 kg de nitrógeno, N, y 10 kg de fósforo, P.
b) La concentración de N, P y K, expresada en mg L^{-1}, de una disolución diluida que sale por los goteros de riego si la disolución madre se diluye 60 veces con agua.

(Murcia 2013) (Preselección Valencia 2017)

a) Relacionando la cantidad de K^+ con la de KNO_3:

$$100 \text{ kg K}^+ \cdot \frac{10^3 \text{ g K}^+}{1 \text{ kg K}^+} \cdot \frac{1 \text{ mol K}^+}{39{,}1 \text{ g K}^+} \cdot \frac{1 \text{ mol KNO}_3}{1 \text{ mol K}^+} \cdot \frac{101{,}1 \text{ g KNO}_3}{1 \text{ mol KNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ kg KNO}_3}{10^3 \text{ g KNO}_3} = 259 \text{ kg KNO}_3$$

Relacionando la cantidad de P con la de H_3PO_4:

$$10 \text{ kg P} \cdot \frac{10^3 \text{ g P}}{1 \text{ kg P}} \cdot \frac{1 \text{ mol P}}{31{,}0 \text{ g P}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol P}} \cdot \frac{98{,}0 \text{ g H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} = 3{,}2 \cdot 10^4 \text{ g H}_3\text{PO}_4$$

Como se trata de una disolución de riqueza 85 % y densidad 1,632 g mL^{-1}:

$$3{,}2 \cdot 10^4 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_3\text{PO}_4\ 85\ \%}{85 \text{ g H}_3\text{PO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_3\text{PO}_4\ 85\ \%}{1{,}632 \text{ g H}_3\text{PO}_4\ 85\ \%} = 2{,}3 \cdot 10^4 \text{ mL H}_3\text{PO}_4\ 85\ \%$$

El N contenido en la disolución lo aportan tanto el KNO_3 como el NH_4NO_3:

$$259\text{ kg KNO}_3\cdot\frac{10^3\text{ g KNO}_3}{1\text{ kg KNO}_3}\cdot\frac{1\text{ mol KNO}_3}{101{,}1\text{ g KNO}_3}\cdot\frac{1\text{ mol N}}{1\text{ mol KNO}_3}=2{,}56\cdot10^3\text{ mol N}$$

$$x\text{ kg NH}_4\text{NO}_3\cdot\frac{10^3\text{ g NH}_4\text{NO}_3}{1\text{ kg NH}_4\text{NO}_3}\cdot\frac{1\text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80{,}0\text{ g NH}_4\text{NO}_3}\cdot\frac{2\text{ mol N}}{1\text{ mol NH}_4\text{NO}_3}=25{,}0\,x\text{ mol N}$$

$$(25{,}0\,x+2{,}56\cdot10^3)\text{ mol N}=100\text{ kg N}\cdot\frac{10^3\text{ g N}}{1\text{ kg N}}\cdot\frac{1\text{ mol N}}{14{,}0\text{ g N}}\quad\rightarrow\quad x=183\text{ kg NH}_4\text{NO}_3$$

b) Si la disolución original se diluye 60 veces el volumen resultante es:

$$1.250\text{ L}\cdot60=7{,}5\cdot10^4\text{ L}$$

Las concentraciones de las especies son:

$$\frac{100\text{ kg K}^+}{7{,}5\cdot10^4\text{ L disolución}}\cdot\frac{10^6\text{ mg K}^+}{1\text{ kg K}^+}=1{,}3\cdot10^3\text{ mg K}^+/\text{L}$$

$$\frac{100\text{ kg N}}{7{,}5\cdot10^4\text{ L disolución}}\cdot\frac{10^6\text{ mg N}}{1\text{ kg N}}=1{,}3\cdot10^3\text{ mg N/L}$$

$$\frac{10\text{ kg P}}{7{,}5\cdot10^4\text{ L disolución}}\cdot\frac{10^6\text{ mg P}}{1\text{ kg P}}=1{,}3\cdot10^2\text{ mg P/L}$$

6.33. El alginato es un polímero natural obtenido de las algas, muy utilizado en alimentación como espesante, y su comportamiento depende de la concentración de sal en la disolución que se disuelva.
Se quiere disolver alginato en medio litro de disolución 0,10 M de $NaNO_3$ que contenga 0,020 % de azida de sodio, NaN_3. Para ello, se toma una muestra de alginato que es una mezcla de tres especies químicas que tienen moléculas de distintos tamaños (35.000, 50.000 y 60.000 g mol^{-1}) que están en una proporción en peso de 20 %, 35 % y 45 %, respectivamente. La azida se encuentra en polvo, mientras que el $NaNO_3$ se tiene como una disolución 0,40 M. Se supone que las densidades de todas las disoluciones son iguales 1,0 g mL^{-1}.
a) ¿Cómo prepararías las disoluciones 0,10 M de $NaNO_3$ y 0,020 % de NaN_3?
b) Si se disuelven 0,50 g de alginato, ¿cuál sería la molaridad de cada una de las especies que componen este alginato?

(Murcia 2013)

a) Disolución 0,10 M de $NaNO_3$

$$500\text{ mL NaNO}_3\ 0{,}10\text{ M}\cdot\frac{0{,}10\text{ mol NaNO}_3}{1\text{ mL NaNO}_3\ 0{,}10\text{ M}}\cdot\frac{1\text{ mL NaNO}_3\ 0{,}40\text{ M}}{0{,}40\text{ mol NaNO}_3}=125\text{ mL NaNO}_3\ 0{,}40\text{ M}$$

La disolución se prepara diluyendo, en un matraz aforado, 125 mL de la disolución 0,40 M en agua hasta tener 500 mL de disolución.

▪ Disolución 0,020 % de NaN_3

$$0{,}500\text{ L NaNO}_3\ 0{,}10\text{ M}\cdot\frac{10^3\text{ mL NaNO}_3\ 0{,}10\text{ M}}{1\text{ L NaNO}_3\ 0{,}10\text{ M}}\cdot\frac{1{,}0\text{ g NaNO}_3\ 0{,}10\text{ M}}{1\text{ mL NaNO}_3\ 0{,}10\text{ M}}=500\text{ g NaNO}_3\ 0{,}10\text{ M}$$

$$500\text{ g NaNO}_3\ 0{,}10\text{ M}\cdot\frac{0{,}020\text{ g NaN}_3}{100\text{ g NaNO}_3\ 0{,}10\text{ M}}=0{,}1\text{ g NaN}_3$$

La disolución se prepara disolviendo, en un matraz aforado, 0,1 g de azida hasta 500 mL de disolución.

b) Llamando A, B y C a las tres especies químicas contenidas en el alginato, las respectivas concentraciones molares son:

$$\frac{0{,}5 \text{ g alginato}}{0{,}5 \text{ L disolución}} \cdot \frac{20 \text{ g A}}{100 \text{ g alginato}} \cdot \frac{1 \text{ mol A}}{35.000 \text{ g A}} = 5{,}7 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\frac{0{,}5 \text{ g alginato}}{0{,}5 \text{ L disolución}} \cdot \frac{35 \text{ g B}}{100 \text{ g alginato}} \cdot \frac{1 \text{ mol B}}{50.000 \text{ g B}} = 7{,}0 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\frac{0{,}5 \text{ g alginato}}{0{,}5 \text{ L disolución}} \cdot \frac{45 \text{ g C}}{100 \text{ g alginato}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{60.000 \text{ g C}} = 7{,}5 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

6.34. Una disolución contiene un 14 % en masa de cierto soluto. La concentración de dicha disolución tiene el mismo valor numérico cuando se expresa como molaridad que cuando se hace como molalidad. Calcule la densidad de dicha disolución.

(Castilla y León 2013)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución, aplicando los conceptos de molaridad y molalidad, y relacionando las expresiones obtenidas, se puede calcular la densidad de la disolución:

$$\left.\begin{array}{l} M \text{ (mol L}^{-1}) \rightarrow \dfrac{\dfrac{14 \text{ (g soluto)}}{M \text{ (g mol}^{-1})}}{\dfrac{100 \text{ (g disolución)}}{\rho \text{ (g mL}^{-1})} \cdot \dfrac{\text{(L disolución)}}{10^3 \text{ (mL disolución)}}} \\ \\ m \text{ (mol kg}^{-1}) \rightarrow \dfrac{\dfrac{14 \text{ (g soluto)}}{M \text{ (g mol}^{-1})}}{86 \text{ (g disolvente)} \cdot \dfrac{\text{(kg disolvente)}}{10^3 \text{ (g disolvente)}}} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{100 \text{ g}}{\rho \text{ (g mL}^{-1})} = 86 \text{ g}$$

Se obtiene una densidad para la disolución, $\rho = 1{,}16 \text{ g mL}^{-1}$.

6.35. Se necesitan 250 cm^3 de una disolución acuosa de amoniaco de ρ 0,950 g cm^{-3} y 12,03 % (m/m). En el almacen del laboratorio hay una botella de 1 L de una disolución de NH_3 del 30,0 % (m/m) y $\rho = 0{,}892$ g cm^{-3}. Responda a las siguientes cuestiones:
a) Cómo prepararía la disolución que necesita.
b) Describa el material de laboratorio que tiene que utilizar.
c) Compare los valores de las densidades de ambas disoluciones y proponga una justificación a la variación observada.

(Castilla y León 2016)

a) La masa de NH_3 necesaria para preparar de riqueza 12,03 % es:

$$250 \text{ cm}^3 \text{ NH}_3 \text{ 12,03 \%} \cdot \frac{0{,}950 \text{ g NH}_3 \text{ 12,03 \%}}{1 \text{ cm}^3 \text{ NH}_3 \text{ 12,03 \%}} \cdot \frac{12{,}03 \text{ g NH}_3}{100 \text{ g NH}_3 \text{ 12,03 \%}} = 28{,}6 \text{ g NH}_3$$

Como se dispone de NH_3 comercial de riqueza 30,0 %, la masa que se necesita es:

$$28{,}6 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{100 \text{ g NH}_3 \text{ 30,0 \%}}{30{,}0 \text{ g NH}_3} = 95{,}3 \text{ g NH}_3 \text{ 30,0 \%}$$

El procedimiento experimental es:

- Se llena con agua destilada hasta su mitad un matraz aforado 250 mL.

- Se pesan 95,3 g de NH_3 de riqueza 30,0 % y se introducen en el matraz aforado.

- Se agita la mezcla y se completa con agua hasta llegar el aforo, cuidando de añadir la última porción de agua con un cuentagotas.

c) La diferencia de densidad entre ambas disoluciones es debida a la diferente cantidad de agua que contienen. La más diluida, tiene mayor densidad ya que contiene más agua que amoniaco, y el agua es una sustancia con mayor densidad que el amoniaco. Esto es debido a dos factores.:

- La masa molar del NH_3 es ligeramente inferior a la del H_2O.

- Los enlaces de hidrógeno que forma el NH_3 son más débiles que los del H_2O.

6.36. ¿Cómo prepararía una disolución de ácido sulfúrico del 62,0 % (m/m) a partir de una disolución del 54,0 % (m/m) y $\rho = 1{,}435$ g cm^{-3} y otra disolución del 92,0 % (m/m) y $\rho = 1{,}827$ g cm^{-3}?
¿Cuál sería el valor aproximado de la densidad de la nueva disolución?

(Castilla y León 2016)

Como no se especifica la cantidad de disolución a preparar se elige una base de cálculo. Por comodidad se selecciona un valor de 100 g de disolución de riqueza 62,0 %, ya que contendrá 62,0 g de H_2SO_4 y el resto de H_2O.

Llamando x y $(100 - x)$, respectivamente, a las masas de disoluciones del 54,0 % y 92,0 % a mezclar, se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x \text{ g } H_2SO_4\ 54\ \% \cdot \frac{54{,}0 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g } H_2SO_4\ 54\ \%} + (100 - x) \text{ g } H_2SO_4\ 92\ \% \cdot \frac{92{,}0 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g } H_2SO_4\ 92\ \%} = 62{,}0 \text{ g } H_2SO_4$$

se obtienen:

$$x = 78{,}9 \text{ g } H_2SO_4\ 54{,}0\ \% \qquad (100 - x) = 21{,}1 \text{ g } H_2SO_4\ 92{,}0\ \%$$

Los volúmenes respectivos a mezclar para preparar la disolución son:

$$78{,}9 \text{ g } H_2SO_4\ 54{,}0\ \% \cdot \frac{1 \text{ cm}^3\ H_2SO_4\ 54{,}0\ \%}{1{,}435 \text{ g } H_2SO_4\ 54{,}0\ \%} = 55{,}0 \text{ cm}^3\ H_2SO_4\ 54{,}0\ \%$$

$$21{,}1 \text{ g } H_2SO_4\ 92{,}0\ \% \cdot \frac{1 \text{ cm}^3\ H_2SO_4\ 92{,}0\ \%}{1{,}827 \text{ g } H_2SO_4\ 92{,}0\ \%} = 11{,}5 \text{ cm}^3\ H_2SO_4\ 92{,}0\ \%$$

Haciendo la aproximación de sumar volúmenes, que no es muy correcta en este caso por ser sustancias de densidades muy diferentes, la densidad aparente de la disolución obtenida es:

$$\rho = \frac{100 \text{ g disolución}}{(55{,}0 + 11{,}5) \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = 1{,}50 \text{ g cm}^{-3}$$

6.37. En un laboratorio de química hay un frasco de color topacio con la siguiente etiqueta:

100 mL de disolución de amoniaco 0,800 molal y densidad 0,600 kg L^{-1}.

Calcule:
a) La molaridad de la disolución del frasco.
b) La fracción molar de soluto.
c) Si se toman 30 mL del frasco y se le añaden 50 mL de agua, ¿cuál será la concentración expresada como porcentaje en masa de la disolución formada?

(Extremadura 2017)

a-b) Tomando una base de cálculo una cantidad de disolución que contenga 1 kg de disolvente los valores de la razón másica y fracción másica son, respectivamente:

$$\frac{0{,}800 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ kg } H_2O} \cdot \frac{17{,}0 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{1 \text{ kg } H_2O}{10^3 \text{ g } H_2O} = 0{,}0136 \frac{\text{g } NH_3}{\text{g } H_2O} \quad \rightarrow \quad \frac{0{,}0136 \text{ g } NH_3}{1{,}014 \text{ g disolución}}$$

La concentración de la disolución del frasco expresada como molaridad es:

$$\frac{0{,}0136\ \text{g NH}_3}{1{,}014\ \text{g disolución}}\cdot\frac{1\ \text{mol NH}_3}{17{,}0\ \text{g NH}_3}\cdot\frac{10^3\ \text{g disolución}}{1\ \text{kg disolución}}\cdot\frac{0{,}60\ \text{kg disolución}}{1\ \text{L disolución}}=0{,}47\ \text{mol L}^{-1}$$

La concentración de la disolución del frasco expresada como fracción molar de soluto es:

$$\frac{0{,}800\ \text{mol NH}_3}{0{,}800\ \text{mol NH}_3+\left(1\ \text{kg H}_2\text{O}\cdot\frac{1\ \text{kg H}_2\text{O}}{10^3\ \text{g H}_2\text{O}}\cdot\frac{1\ \text{mol g H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}\right)}=0{,}0142$$

c) Las masas de disolución y soluto correspondientes al volumen que se extrae del frasco son, respectivamente:

$$30\ \text{mL disolución}\cdot\frac{1\ \text{L disolución}}{10^3\ \text{mL disolución}}\cdot\frac{0{,}60\ \text{kg disolución}}{1\ \text{L disolución}}\cdot\frac{10^3\ \text{g disolución}}{1\ \text{kg disolución}}=18\ \text{g disolución}$$

$$30\ \text{mL disolución}\cdot\frac{1\ \text{L disolución}}{10^3\ \text{mL disolución}}\cdot\frac{0{,}47\ \text{mol NH}_3}{1\ \text{L disolución}}\cdot\frac{17{,}0\ \text{g NH}_3}{1\ \text{mol NH}_3}=0{,}24\ \text{g NH}_3$$

Considerando que el agua tiene densidad 1,00 g mL^{-1}, la concentración de la disolución resultante de la dilución expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{0{,}24\ \text{g NH}_3}{18\ \text{g disolución}\ +\left(50\ \text{mL H}_2\text{O}\cdot\frac{1{,}00\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{mL H}_2\text{O}}\right)}\cdot 100=35\ \%$$

7. CUESTIONES de REACCIONES QUÍMICAS

7.1. Para la siguiente reacción:

$$3\ Fe(s) + 2\ O_2(g) \rightarrow Fe_3O_4(s)$$

¿Cuántos moles de $O_2(g)$ son necesarios para reaccionar con 27,9 mol de Fe?
a) 9,30
b) 18,6
c) 55,8
d) 41,9
e) 27,9

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Asturias 2009)

Relacionando Fe con O_2:

$$27{,}9\ \text{mol Fe} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ O_2}{3\ \text{mol Fe}} = 18{,}6\ \text{mol}\ O_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.2. Dada la reacción:

$$Cl_2(g) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + NaClO(aq) + H_2O(l)$$

¿Cuántos gramos de hipoclorito de sodio pueden producirse por reacción de 50,0 g de Cl_2 con 500 mL de disolución NaOH 2,00 M?
a) 37,2
b) 52,5
c) 74,5
d) 26,3
e) 149

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Córdoba 2011)

Al tener cantidades de ambos reactivos es necesario determinar cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left.\begin{array}{r} 50\ \text{g}\ Cl_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ Cl_2}{71{,}0\ \text{g}\ Cl_2} = 0{,}70\ \text{mol}\ Cl_2 \\ 500\ \text{mL NaOH}\ 2{,}00\ \text{M} \cdot \dfrac{2{,}00\ \text{mol NaOH}}{10^3\ \text{mL NaOH}\ 2{,}00\ \text{M}} = 1{,}00\ \text{mol NaOH} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{1{,}00\ \text{mol NaOH}}{0{,}70\ \text{mol}\ Cl_2} = 1{,}4$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra Cl_2, por lo que NaOH es el reactivo limitante que determina la cantidad de NaClO formado:

$$1{,}00\ \text{mol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mol NaClO}}{2\ \text{mol NaOH}} \cdot \frac{74{,}5\ \text{g NaClO}}{1\ \text{mol NaClO}} = 37{,}3\ \text{g NaClO}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.3. La denominada "lluvia ácida" tiene su principal origen en:
a) El agujero de la capa de ozono.
b) Un aumento brusco del pH y la temperatura en el interior de una gota fría.
c) La emisión de dióxido de azufre a la atmósfera.
d) Un descenso de la presión parcial de oxígeno en la atmósfera.

(O.Q.L. Murcia 1996)

El fenómeno de la "lluvia ácida" tiene su origen en el aumento de la concentración de dióxido de azufre, SO_2, y trióxido de azufre, SO_3, en la atmósfera que se ha producido durante los últimos años en los países industrializados.

El origen de este aumento está, además de las emisiones naturales de dióxido de azufre a la atmósfera por parte de los volcanes, en las que se producen de manera antropogénica como la combustión del azufre que se encuentra como contaminante natural de los combustibles fósiles (carbón, petróleo, gas natural) y que produce dióxido de azufre. También contribuye el dióxido de azufre producido en la tostación de sulfuros metálicos para obtener los correspondientes metales. Por ejemplo, en la tostación de la pirita:

$$4\ FeS_2(s) + 11\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s) + 8\ SO_2(g)$$

Existen diferentes vías por las que el dióxido de azufre atmosférico puede oxidarse a trióxido de azufre:

- Radiación solar:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{\text{radiación UV}} 2\ SO_3(g)$$

- Reacción con ozono:

$$SO_2(g) + O_3(g) \rightarrow SO_3(g) + O_2(g)$$

Posteriormente, los óxidos de azufre en contacto con el agua de lluvia forman los ácidos correspondientes:

$$SO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_3(aq)$$

$$SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(aq)$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.4. Para la siguiente reacción:

$$P_4(s) + 5\ O_2(g) + 6\ H_2O(l) \rightarrow 4\ H_3PO_4(l)$$

Si reaccionan 40,0 g de $O_2(g)$ con $P_4(s)$ y sobran 8,00 g de $O_2(g)$ después de la reacción, ¿cuántos gramos de $P_4(s)$ se quemaron?
a) 8,00
b) 37,2
c) 48,0
d) 31,0
e) 24,8

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

A partir de la masa consumida de O_2 se calcula la masa de P_4 que se quema:

$$(40,0-8,00)\ g\ O_2 \cdot \frac{1\ mol\ O_2}{32,0\ g\ O_2} \cdot \frac{1\ mol\ P_4}{5\ mol\ O_2} \cdot \frac{124,0\ g\ P_4}{1\ mol\ P_4} = 24,8\ g\ P_4$$

La respuesta correcta es la **e**.

7.5. Al reaccionar 6 g de hidrógeno y 16 g de oxígeno se obtienen:
a) 18 g de agua
b) 22 g de agua
c) 20 g de agua
d) 10 g de agua

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Baleares 2007) (O.Q.L. Madrid 2010)

La ecuación química correspondiente a la formación del agua es:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es necesario determinar cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left.\begin{array}{r} 6\ \text{g}\ H_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2}{2{,}0\ \text{g}\ H_2} = 3{,}0\ \text{mol}\ H_2 \\ \\ 16\ \text{g}\ O_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} = 0{,}50\ \text{mol}\ O_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{3{,}0\ \text{mol}\ H_2}{0{,}50\ \text{mol}\ O_2} = 6$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra H_2, por lo que O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de H_2O:

$$0{,}50\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 18\ \text{g}\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **a**.

(En Castilla y León 1998 se cambian las cantidades de reactivos).

7.6. Al añadir sodio metálico al agua:
a) Se desprende oxígeno.
b) El sodio flota y al disolverse lentamente se mueve en trayectorias curvas siguiendo curvas elípticas del tipo de Bernouilli.
c) El sodio se disuelve y no hay otra reacción aparente.
d) Se produce una muy vigorosa reacción que puede llegar a la explosión, con desprendimiento de hidrógeno.
e) El sodio es inestable y descompone el agua dando una disolución ácida.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Madrid 2009)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre Na y H_2O es:

$$2\ \text{Na(s)} + 2\ H_2O\text{(l)} \rightarrow 2\ \text{NaOH(aq)} + H_2\text{(g)}$$

En este proceso se desprende gran cantidad de calor que hace que el metal se funda e incluso se produzca una explosión al inflamarse el H_2.

La respuesta correcta es la **d**.

7.7. Cuando se calienta una mezcla de una disolución de nitrato de amonio con otra de hidróxido de sodio se obtiene un gas que:
a) Contiene hidrógeno y oxígeno en proporción 5:4.
b) Hace que un papel de tornasol humedecido tome color azul.
c) Reacciona con facilidad con el hidrógeno.
d) Es simplemente vapor de agua.

(O.Q.L. Murcia 1997)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre NH_4NO_3 y NaOH es:

$$NH_4NO_3\text{(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow NaNO_3\text{(aq)} + NH_3\text{(g)} + H_2O\text{(l)}$$

El NH_3 que se desprende tiene propiedades básicas que hace que el tornasol, indicador ácido-base, tome color azul.

La respuesta correcta es la **b**.

7.8. Dada la siguiente reacción química:

$$SO_2 + \frac{1}{2}\ O_2 \rightarrow SO_3$$

¿Cuántos moles de O_2 se necesitarán para que reaccionen con 22,5 g de SO_2?
a) 0,31 mol
b) 2 mol
c) 4,25 mol
d) 0,18 mol

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

Relacionando SO_2 con O_2:

$$22{,}5\ \text{g}\ SO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{64{,}1\ \text{g}\ SO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ SO_2} = 0{,}18\ \text{mol}\ O_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.9. La combustión de metano conduce a la formación de dióxido de carbono y agua. Si se introducen 10,0 g de oxígeno y 10,0 g de metano en un recipiente cerrado. ¿Cuántos moles de agua se pueden formar?
a) $1{,}88 \cdot 10^{23}$ mol
b) 0,31 mol
c) 2,54 mol
d) 4,24 mol

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es necesario determinar cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left.\begin{array}{r} 10{,}0\ \text{g}\ O_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} = 0{,}313\ \text{mol}\ O_2 \\ 10{,}0\ \text{g}\ CH_4 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16{,}0\ \text{g}\ CH_4} = 0{,}625\ \text{mol}\ CH_4 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{0{,}313\ \text{mol}\ O_2}{0{,}625\ \text{mol}\ CH_4} = 0{,}501$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra CH_4, por lo que el O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de H_2O:

$$0{,}313\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{2\ \text{mol}\ O_2} = 0{,}313\ \text{mol}\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.10. Señale si alguno de los siguientes procesos puede darse como químico:
a) Fusión del hierro.
b) Combustión de la gasolina.
c) Congelación del agua.
d) Disolución de azúcar en agua.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

La fusión del hierro, congelación del agua y disolución del azúcar en agua son cambios físicos, que solo llevan a un estado diferente de agregación.

La combustión de la gasolina es un cambio químico, ya que las sustancias finales del proceso son diferentes de las iniciales. Suponiendo que la gasolina está formada solo por octano, C_8H_{18}, la ecuación química ajustada correspondiente a su reacción de combustión es:

$$2\ C_8H_{18}(l) + 25\ O_2(g) \rightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.11. ¿En cuál de los siguientes procesos está implicada una transformación química?
a) El secado, al aire libre y al sol, de una toalla húmeda.
b) La preparación de un café exprés haciendo pasar vapor de agua a través de café molido.
c) La desalinización del agua por ósmosis inversa.
d) La adición de limón al té, por lo que este cambia de color.

(O.Q.L. Murcia 1998)

Para que exista un cambio químico es preciso los reactivos y productos tengan composición química diferente.

a) Falso. En el secado se produce un proceso físico de cambio de estado:

$$H_2O(l) + \text{calor} \rightarrow H_2O(g)$$

b) Falso. La preparación de un café es un proceso físico de extracción.

c) Falso. La desalinización del agua es un proceso físico en el que las moléculas de agua pasan a través de los poros de una membrana semipermeable.

d) **Verdadero**. La adición de limón al té implica una reacción química que se manifiesta con un cambio de color.

La respuesta correcta es la **d**.

7.12. ¿Cuál de los siguientes compuestos producirá, por combustión completa de 1,0 g de él, la mayor masa de dióxido de carbono?
a) Metano (CH_4)
b) Etino (C_2H_2)
c) Buteno (C_4H_8)
d) Pentano (C_5H_{12})

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

a) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

La masa de CO_2 obtenido es:

$$1{,}0\ \text{g}\ CH_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16{,}0\ \text{g}\ CH_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CH_4} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 2{,}8\ \text{g}\ CO_2$$

b) **Verdadero**. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del etino es:

$$2\ C_2H_2(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

La masa de CO_2 obtenido es:

$$1{,}0\ \text{g}\ C_2H_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_2}{26{,}0\ \text{g}\ C_2H_2} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_2} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 3{,}4\ \text{g}\ CO_2$$

c) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del buteno es:

$$C_4H_8(l) + 6\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

La masa de CO_2 obtenido es:

$$1{,}0\ \text{g}\ C_4H_8 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_4H_8}{56{,}0\ \text{g}\ C_4H_8} \cdot \frac{4\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_4H_8} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 3{,}1\ \text{g}\ CO_2$$

d) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del pentano es:

$$C_5H_{12}(l) + 8\ O_2(g) \rightarrow 5\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l)$$

La masa de CO_2 obtenido es:

$$1{,}0\ \text{g}\ C_5H_{12} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_5H_{12}}{72{,}0\ \text{g}\ C_5H_{12}} \cdot \frac{5\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_5H_{12}} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 3{,}1\ \text{g}\ CO_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.13. La mayor aportación de Lavoisier a la Química se produjo cuando:
a) Describió, por primera vez, el efecto fotoeléctrico.
b) Estableció la ley de la conservación de la masa.
c) Sintetizó el PVC.
d) Descubrió el neutrón.

(O.Q.L. Murcia 1998)

a) Falso. El efecto fotoeléctrico fue descubierto por Heinrich Hertz en 1887 y explicado por Albert Einstein en 1905.

b) **Verdadero**. Antoine Lavoisier publicó "Traité Élémentaire de Chimie" (1789), donde enunció la ley de conservación de la masa.

c) Falso. El cloruro de polivinilo (PVC) fue descubierto accidentalmente por Henry V. Regnault (1835) y por Eugen Bauman (1872). En ambas ocasiones, el policloruro de vinilo apareció como un sólido blanco en el interior de frascos que habían sido dejados expuestos a la luz del sol. En 1926, Waldo Semon, investigador de B.F. Goodrich, desarrolló un método para plastificar el PVC.

d) Falso. El neutrón fue descubierto en 1932 por James Chadwick al identificarlo en la penetrante radiación que se producía al bombardear núcleos de berilio con partículas alfa:

$${}^{9}_{4}Be + {}^{4}_{2}He \rightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{1}_{0}n$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.14. Si la reacción entre las sustancias A y B transcurre de acuerdo a la ecuación

$$A(g) + 2\ B(g) \rightarrow x\ C$$

puede afirmarse que:
a) Puesto que A y B son gaseosos, C debe ser también un gas.
b) La relación entre las masas de A y B que reaccionan es ½.
c) Como 1 mol de A reacciona con 2 mol de B, x debe valer 3.
d) Nada de lo anterior es cierto.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Sevilla 2017)

a) Falso. El estado de agregación de los productos no tiene nada que ver con el estado de agregación de los reactivos. Por ejemplo, la síntesis de agua:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l)$$

Sin embargo, en la formación de SO_3 todas las sustancias son gaseosas:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$$

b) Falso. ½ es la relación molar entre A y B. La relación entre sus masas depende de cuál sea el valor de las masas molares de A y B.

c) Falso. El número de moles de una reacción química no tiene porque mantenerse constante. Es la masa la que se mantiene constante en una reacción química.

La respuesta correcta es la **d**.

7.15. Un paciente que padece una úlcera duodenal puede presentar una concentración de HCl en su jugo gástrico 0,0800 M. Suponiendo que su estómago recibe 3,00 L diarios de jugo gástrico, ¿qué cantidad de medicina conteniendo 2,60 g de $Al(OH)_3$ por 100 mL debe consumir diariamente el paciente para neutralizar el ácido?
a) 27 mL
b) 80 mL
c) 240 mL
d) 720 mL
e) 1440 mL

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Asturias 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización entre HCl y $Al(OH)_3$ es:

$$3\ HCl(aq) + Al(OH)_3(aq) \rightarrow AlCl_3(aq) + 3\ H_2O(l)$$

La masa de $Al(OH)_3$ que reacciona con HCl es:

$$3{,}00\ L\ HCl\ 0{,}0800\ M \cdot \frac{0{,}0800\ mol\ HCl}{1\ L\ HCl\ 0{,}0800\ M} \cdot \frac{1\ mol\ Al(OH)_3}{3\ mol\ HCl} \cdot \frac{78{,}0\ g\ Al(OH)_3}{1\ mol\ Al(OH)_3} = 6{,}24\ g\ Al(OH)_3$$

La cantidad de medicina necesaria es:

$$6{,}24\ g\ Al(OH)_3 \cdot \frac{100\ mL\ medicina}{2{,}6\ g\ Al(OH)_3} = 240\ mL\ medicina$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En Castilla y León 1998 se cambian volumen y concentración de HCl por el número de moles de HCl).

7.16. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
En la reacción de combustión:

$$C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 5\ H_2O(l)$$

se cumple que:
a) Cuando se quema 1 mol de butano se forman 4 moles de CO_2.
b) Cuando se quema 1 mol de butano que pesa 58 g mol^{-1}, se forman 266 g de productos.
c) Cuando se queman 10 L de butano en condiciones normales se forman 40 L de CO_2 en las mismas condiciones.
d) Cuando se queman 5,0 g de butano se forman 20 g de CO_2.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Valencia 1999)

a) Verdadero. Ya que la relación estequiométrica existente entre C_4H_{10} y CO_2 es 1:4.

b) Verdadero. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier, la masa inicial (reactivos) suponiendo que la reacción es total es:

$$1\ mol\ C_4H_{10} \cdot \frac{58{,}0\ g\ C_4H_{10}}{1\ mol\ C_4H_{10}} + 6{,}5\ mol\ O_2 \cdot \frac{32{,}0\ g\ O_2}{1\ mol\ O_2} = 266\ g$$

c) Verdadero. Relacionando el volumen de C_4H_{10} y el de CO_2:

$$10\ \text{L}\ C_4H_{10} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}{22{,}4\ \text{L}\ C_4H_{10}} \cdot \frac{4\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}} \cdot \frac{22{,}4\ \text{L}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 40\ \text{L}\ CO_2$$

d) **Falso**. Relacionando la masa de C_4H_{10} y la de CO_2:

$$5{,}0\ \text{g}\ C_4H_{10} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}{58{,}0\ \text{g}\ C_4H_{10}} \cdot \frac{4\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}} \cdot \frac{44\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 15\ \text{g}\ CO_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.17. De las siguientes afirmaciones sobre la reacción:

$$C_2H_6(g) + \frac{7}{2}O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

¿Cuál es falsa?
a) Cuando 1 mol de C_2H_6 reacciona con 3,5 mol de O_2 se forman 3 mol de H_2O.
b) Cuando 7/2 mol de O_2 reaccionan con la cantidad estequiométrica de C_2H_6 se forman $6{,}023 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2.
c) Cuando se forman 2 mol de CO_2, se forma al mismo tiempo una cantidad de H_2O que contiene 48 g de oxígeno.
d) Cuando reaccionan 7/2 mol de oxígeno se forma una cantidad de CO_2 que contiene 2 mol de átomos de carbono.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Verdadero. La relación estequiométrica existente entre C_2H_6, O_2 y H_2O es 1:3,5:3.

b) **Falso**. Relacionando O_2 y CO_2:

$$3{,}5\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ CO_2}{3{,}5\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 12{,}04 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ CO_2$$

c) Verdadero. Relacionando CO_2 y H_2O:

$$2\ \text{mol}\ CO_2 \cdot \frac{3\ \text{mol}\ H_2O}{2\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{16{,}0\ \text{g}\ O}{1\ \text{mol}\ O} = 48\ \text{g}\ O$$

d) Verdadero. Relacionando O_2 y CO_2:

$$3{,}5\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ CO_2}{3{,}5\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 2\ \text{mol}\ C$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.18. Un anillo de plata que pesa 7,275 g se disuelve en ácido nítrico y se añade un exceso de cloruro de sodio para precipitar toda la plata como AgCl. Si el peso de AgCl(s) es 9,000 g, ¿cuál es el porcentaje de plata en el anillo?
a) 6,28 %
b) 75,26 %
c) 93,08 %
d) 67,74 %
e) 80,83 %

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Baleares 2014)

La ecuación química no ajustada correspondiente a la disolución de la plata es:

$$Ag(s) + HNO_3(aq) \rightarrow Ag^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

La ecuación química correspondiente a la formación de AgCl es:

$$Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s)$$

El porcentaje de plata en el anillo es:

$$\frac{9{,}000 \text{ g AgCl}}{7{,}275 \text{ g anillo}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143{,}4 \text{ g AgCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{1 \text{ mol AgCl}} \cdot \frac{107{,}9 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} \cdot 100 = 93{,}08 \text{ \% Ag}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.19. La estequiometría es:
a) La extensión en que se produce una reacción.
b) La relación ponderal entre reactivos y productos en una reacción química.
c) La emisión de partículas α en un proceso radioactivo.
d) El producto de las concentraciones de los reactivos.

(O.Q.L. Murcia 1999)

La estequiometría, que se debe a J.B. Richter, se define como la relación numérica entre las masas de los elementos que forman una sustancia y las proporciones en que se combinan los elementos o compuestos en una reacción química.

La respuesta correcta es la **b**.

7.20. Si a un cierto volumen de disolución de ácido sulfúrico se le añaden unos gránulos de cinc metálico:
a) Se desprende vapor de azufre del sistema en reacción.
b) Se desprende un gas de color verde del sistema en reacción.
c) Se desprende hidrógeno del sistema en reacción.
d) Los gránulos se depositan en el fondo, sin reacción aparente.

(O.Q.L. Murcia 1999)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y Zn es:

$$H_2SO_4(aq) + Zn(s) \rightarrow ZnSO_4(aq) + H_2(g)$$

Se trata de un proceso clásico de obtención de $H_2(g)$ en el que el Zn, metal reductor, es capaz de reducir los H^+ del ácido a dihidrógeno, oxidándose el Zn a Zn^{2+}.

La respuesta correcta es la **c**.

7.21. La masa de dióxido de carbono que se obtiene en la combustión de 52 g de etino es:
a) 25 g
b) $4{,}8 \cdot 10^{-3}$ g
c) $1{,}8 \cdot 10^{2}$ g
d) 45 g

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del etino es:

$$2\ C_2H_2(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando etino con CO_2:

$$52 \text{ g } C_2H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{26{,}0 \text{ g } C_2H_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_2H_2} \cdot \frac{44{,}0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 1{,}8 \cdot 10^2 \text{ g } CO_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.22. En una reacción química, decidir cual de las siguientes proposiciones es cierta:
a) La masa se conserva.
b) Se conservan las moléculas.
c) Se conservan los iones.
d) Se conservan los moles.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

La ley de Lavoisier (1789) propone que en una reacción química la masa se conserva.

La respuesta correcta es la **a**.

(En 2001 se cambian iones por átomos).

7.23. En condiciones adecuadas el oxígeno reacciona con el carbono para dar mónoxido de carbono. Cuando reaccionan 5,0 g de carbono con 10 g de oxígeno la cantidad de mónoxido de carbono obtenida es:
a) $1{,}0 \cdot 10^{-2}$ g
b) 11,7 g
c) 10 g
d) 1,5 g

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

La ecuación química correspondiente a la deficiente combustión del carbono es:

$$\text{C(s)} + \tfrac{1}{2}\,\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO(g)}$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

$$\left.\begin{array}{r} 5{,}00\text{ g C}\cdot\dfrac{1\text{ mol C}}{12{,}0\text{ g C}} = 0{,}417\text{ mol C} \\ 10{,}0\text{ g O}_2\cdot\dfrac{1\text{ mol O}_2}{32{,}0\text{ g O}_2} = 0{,}313\text{ mol O}_2 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{0{,}417\text{ mol C}}{0{,}313\text{ mol O}_2} = 1{,}33$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra O_2, por lo que C es el reactivo limitante que determina la cantidad de CO formada:

$$0{,}417\text{ mol C}\cdot\frac{1\text{ mol CO}}{1\text{ mol C}}\cdot\frac{28{,}0\text{ g CO}}{1\text{ mol CO}} = 11{,}7\text{ g CO}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.24. En la reacción química:

$$\text{MnO}_2 + 4\text{ HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{ H}_2\text{O}$$

El volumen en litros de gas cloro que puede obtenerse en condiciones normales a partir de 20,0 g de HCl es:
a) 20 L
b) 40 L
c) 3,07 L
d) 15,3 L

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

Relacionando HCl con Cl_2:

$$20{,}0\text{ g HCl}\cdot\frac{1\text{ mol HCl}}{36{,}5\text{ g HCl}}\cdot\frac{1\text{ mol Cl}_2}{4\text{ mol HCl}}\cdot\frac{22{,}4\text{ L Cl}_2}{1\text{ mol Cl}_2} = 3{,}07\text{ L Cl}_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.25. Un gramo de un cierto ácido orgánico monocarboxílico de cadena lineal se neutraliza con 22,7 cm^3 de disolución de hidróxido de sodio, NaOH, 0,50 M y al quemarse origina 0,818 g de agua. El nombre del ácido es:
a) Butanoico
b) Propanoico
c) Etanoico
d) Metanoico
e) Palmítico

(O.Q.N. Murcia 2000)

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización entre el ácido monocarboxílico, HA, y NaOH es:

$$\text{HA(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaA(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$$

La cantidad de HA neutralizado permite calcular su masa molar:

$$22{,}7\ \text{cm}^3\ \text{NaOH}\ 0{,}50\ \text{M} \cdot \frac{0{,}50\ \text{mol NaOH}}{10^3\ \text{cm}^3\ \text{NaOH}\ 0{,}50\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mol HA}}{0{,}50\ \text{mol NaOH}} \cdot \frac{M\ \text{g HA}}{1\ \text{mol HA}} = 1{,}0\ \text{g HA}$$

Se obtiene, $M = 88\ \text{g mol}^{-1}$.

La relación entre la masa de H_2O producida en la combustión y la masa de ácido HA permite obtener los moles de H contenidos en un mol de ácido:

$$\frac{0{,}818\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{g HA}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{88\ \text{g HA}}{1\ \text{mol HA}} = 8\frac{\text{mol H}}{\text{mol HA}}$$

Se trata de un ácido monocarboxílico derivado de un hidrocarburo saturado y su fórmula general es $C_nH_{2n}O_2$. Conocido el número de átomos de H que contiene se le puede identificar. Como $2\ n = 8$, se obtiene $n = 4$, por lo que se trata del ácido butanoico.

Por otra parte, la masa molar del ácido también puede servir para su identificación. Así pues, por tratarse de un ácido monocarboxílico contiene un grupo carboxilo, −COOH, que ya pesa 45 g, el resto de la masa corresponde al radical alquílico unido a dicho grupo. Se descartan de forma inmediata metanoico y etanoico que tienen cadenas muy cortas, y palmítico, que por ser ácido graso, tiene una cadena muy larga.

La respuesta correcta es la **a**.

7.26. A partir de un kg de pirita del 75,0 % de riqueza en FeS_2, se ha obtenido 1 kg de H_2SO_4 del 98,0 % en masa. La reacción química global que tiene lugar es:

$$\text{FeS}_2\text{(s)} + 3\ \text{O}_2\text{(g)} + 2\ \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Fe(s)} + 2\ \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)}$$

El rendimiento global del proceso es:
a) 100 %
b) 80 %
c) 50 %
d) 75 %
e) No se puede calcular al no disponer de las reacciones pertinentes.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2003) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. La Rioja 2014)

Relacionando pirita con H_2SO_4:

$$10^3\ \text{g pirita} \cdot \frac{75{,}0\ \text{g FeS}_2}{100\ \text{g pirita}} \cdot \frac{1\ \text{mol FeS}_2}{120{,}0\ \text{g FeS}_2} \cdot \frac{2\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol FeS}_2} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} = 1{,}23 \cdot 10^3\ \text{g H}_2\text{SO}_4$$

Como se trata de una disolución de H_2SO_4 de riqueza 98,0 %:

$$1{,}23\cdot 10^3\ \text{g } H_2SO_4 \cdot \frac{100\ \text{g } H_2SO_4\ 98{,}0\ \%}{98{,}0\ \text{g } H_2SO_4} = 1{,}26\cdot 10^3\ \text{g } H_2SO_4\ 98\ \%$$

Relacionando las cantidades real y teórica se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{1{,}00\cdot 10^3\ \text{g } H_2SO_4\ 98\ \%\ \text{(real)}}{1{,}26\cdot 10^3\ \text{g } H_2SO_4\ 98\ \%\ \text{(teórico)}}\cdot 100 = 79{,}4\ \%$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Esta cuestión ha sido propuesta en varias olimpiadas con respuestas similares y en algunas de ellas no se ha dado la ecuación química y en otras se han cambiado los datos numéricos).

7.27. En los viajes espaciales debe incluirse una sustancia que elimine el CO_2 producido por respiración de los ocupantes de la nave. Una de las posibles soluciones sería hacer reaccionar el CO_2 con determinados reactivos. La selección del más adecuado se hace teniendo en cuenta que este consuma la mayor cantidad de CO_2 por gramo de reactivo (es decir, que sea el más ligero para llevar en la nave). De acuerdo con ello, ¿cuál escogería?

a) CaO — $CaO(s) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(s)$
b) Na_2O_2 — $Na_2O_2(s) + CO_2(g) \rightarrow Na_2CO_3(s) + O_2(g)$
c) $Mg(OH)_2$ — $Mg(OH)_2(s) + CO_2(g) \rightarrow MgCO_3(s) + H_2O(l)$
d) $LiOH$ — $LiOH(s) + CO_2(g) \rightarrow Li_2CO_3(s) + H_2O(l)$
e) $Ca(OH)_2$ — $Ca(OH)_2(s) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(s) + H_2O(l)$

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Asturias 2009)

Tomando como base de cálculo 1,0 g de cada reactivo, el mejor de todos ellos será el que elimine mayor cantidad de CO_2.

a) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con CaO es:

$$CaO(s) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(s)$$

La masa de CO_2 eliminada con CaO es:

$$1{,}0\ \text{g CaO}\cdot\frac{1\ \text{mol CaO}}{56{,}1\ \text{g CaO}}\cdot\frac{1\ \text{mol } CO_2}{1\ \text{mol CaO}}\cdot\frac{44{,}0\ \text{g } CO_2}{1\ \text{mol } CO_2} = 0{,}79\ \text{g } CO_2$$

b) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con Na_2O_2 es:

$$2\ Na_2O_2(s) + 2\ CO_2(g) \rightarrow 2\ Na_2CO_3(s) + O_2(g)$$

La masa de CO_2 eliminada con Na_2O_2 es:

$$1{,}0\ \text{g } Na_2O_2\cdot\frac{1\ \text{mol } Na_2O_2}{78{,}0\ \text{g } Na_2O_2}\cdot\frac{2\ \text{mol } CO_2}{2\ \text{mol } Na_2O_2}\cdot\frac{44{,}0\ \text{g } CO_2}{1\ \text{mol } CO_2} = 0{,}56\ \text{g } CO_2$$

c) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con $Mg(OH)_2$ es:

$$Mg(OH)_2(s) + CO_2(g) \rightarrow MgCO_3(s) + H_2O(l)$$

La masa de CO_2 eliminada con $Mg(OH)_2$ es:

$$1{,}0\ \text{g } Mg(OH)_2\cdot\frac{1\ \text{mol } Mg(OH)_2}{58{,}3\ \text{g } Mg(OH)_2}\cdot\frac{1\ \text{mol } CO_2}{1\ \text{mol } Mg(OH)_2}\cdot\frac{44{,}0\ \text{g } CO_2}{1\ \text{mol } CO_2} = 0{,}81\ \text{g } CO_2$$

d) **Verdadero**. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con LiOH es:

$$2\ LiOH(s) + CO_2(g) \rightarrow Li_2CO_3(s) + H_2O(l)$$

La masa de CO_2 eliminada con LiOH es:

$$1{,}0\text{ g LiOH}\cdot\frac{1\text{ mol LiOH}}{24{,}0\text{ g LiOH}}\cdot\frac{1\text{ mol }CO_2}{2\text{ mol LiOH}}\cdot\frac{44{,}0\text{ g }CO_2}{1\text{ mol }CO_2}=0{,}92\text{ g }CO_2$$

e) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con $Ca(OH)_2$ es:

$$Ca(OH)_2(s)+CO_2(g)\rightarrow CaCO_3(s)+H_2O(l)$$

La masa de CO_2 eliminada con $Ca(OH)_2$ es:

$$1{,}0\text{ g }Ca(OH)_2\cdot\frac{1\text{ mol }Ca(OH)_2}{74{,}1\text{ g }Ca(OH)_2}\cdot\frac{1\text{ mol }CO_2}{1\text{ mol }Ca(OH)_2}\cdot\frac{44{,}0\text{ g }CO_2}{1\text{ mol }CO_2}=0{,}59\text{ g }CO_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En Castilla y León 2001 se cambian CaO y Na_2O_2 por KOH y CsOH, respectivamente).

7.28. Una muestra de 2,8 g de un alqueno puro, que contiene un único doble enlace por molécula, reacciona completamente con 8,0 g de bromo, en un disolvente inerte. ¿Cuál es la fórmula molecular del alqueno?
a) C_2H_4
b) C_3H_6
c) C_4H_8
d) C_6H_{12}
e) C_8H_{16}

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.N. Sevilla 2010)

La reacción entre un alqueno con un único doble enlace y un halógeno es una reacción de adición:

$$C_nH_{2n}+Br_2\rightarrow C_nH_{2n}Br_2$$

La relación entre las cantidades de Br_2 y alqueno que reaccionan proporciona la masa molar del alqueno, y por consiguiente, la fórmula del mismo:

$$8{,}0\text{ g }Br_2\cdot\frac{1\text{ mol }Br_2}{159{,}8\text{ g }Br_2}\cdot\frac{1\text{ mol }C_nH_{2n}}{1\text{ mol }Br_2}\cdot\frac{M\text{ g }C_nH_{2n}}{1\text{ mol }C_nH_{2n}}=2{,}8\text{ g }C_nH_{2n}\quad\rightarrow\quad M=56\text{ g mol}^{-1}$$

A partir de la masa molar del alqueno se puede obtener el número de átomos de C que contiene e identificarlo:

$$n\text{ mol C}\cdot\frac{12{,}0\text{ g C}}{1\text{ mol C}}+2n\text{ mol H}\cdot\frac{1{,}0\text{ g H}}{1\text{ mol H}}=56\text{ g }C_nH_{2n}\quad\rightarrow\quad n=4$$

El alqueno contiene 4 átomos de C, por tanto, la fórmula molecular del hidrocarburo es C_4H_8.

La respuesta correcta es la **c**.

7.29. Si se logra la descomposición, por calentamiento, de 1 g de cada uno de los siguientes carbonatos, dando, en cada caso, el óxido del metal correspondiente y dióxido de carbono, ¿cuál de ellos produce un mayor volumen, medido en condiciones normales, del gas?
a) $CaCO_3$
b) $SrCO_3$
c) $BaCO_3$
d) Li_2CO_3

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Cantabria 2015)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la descomposición de un carbonato alcalino o alcalinotérreo son:

$$M_2CO_3(s) \rightarrow CO_2(g) + M_2O(s)$$

$$MCO_3(s) \rightarrow CO_2(g) + MO(s)$$

En ambos casos se produce 1 mol de CO_2 por cada mol de sal que se descompone. Teniendo en cuenta que siempre se parte de 1,0 g de carbonato, la máxima cantidad de CO_2 la producirá la sal que tenga menor masa molar:

$$1{,}0 \text{ g } MCO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } MCO_3}{M \text{ g } MCO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } MCO_3} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = \frac{44}{M} \text{ g } CO_2$$

Las masas molares de las sales propuestas son:

Sustancia	Li_2CO_3	$CaCO_3$	$SrCO_3$	$BaCO_3$
M / g mol^{-1}	74,0	100,1	147,6	197,3

La respuesta correcta es la **d**.

7.30. La ecuación química correspondiente a la combustión del octano, componente esencial de las gasolinas y por las que estas se califican según su "Índice de Octano" (95 o 98), tiene lugar de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$w\ C_8H_{18}(l) + x\ O_2(g) \rightarrow y\ CO_2(g) + z\ H_2O(g)$$

Los coeficientes estequiométricos (w, x, y, z) para la reacción ajustada deben ser:
a) $w = 2, x = 25, y = 18, z = 16$
b) $w = 25, x = 2, y = 16, z = 18$
c) $w = 2, x = 25, y = 16, z = 18$
d) $w = 1, x = 25, y = 8, z = 9$

(O.Q.L. Murcia 2000)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del octano es:

$$2\ C_8H_{18}(l) + 25\ O_2(g) \rightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O(g)$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.31. Al tratar un exceso de disolución de NaOH con 1,12 L de cloruro de hidrógeno gas seco medido en c.n., ¿qué masa de cloruro de sodio se forma suponiendo que la reacción es completa?
a) 0,05 g
b) 1,8 g
c) 2,9 g
d) 2,0 g

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$HCl(g) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de HCl que reaccionan es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1{,}12 \text{ L}}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}} = 0{,}0500 \text{ mol HCl}$$

Relacionando HCl con NaCl:

$$0{,}0500 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{58{,}5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 2{,}93 \text{ g NaCl}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.32. Dadas las siguientes afirmaciones indique si son o no correctas:

1) Para conocer la fórmula molecular de un compuesto orgánico es preciso saber su masa molecular.
2) El rendimiento teórico de una reacción no coincide con el rendimiento real de la misma.
3) Los moles de producto de una reacción han de calcularse en función de la cantidad del reactivo limitante.
4) La composición centesimal de un compuesto permite determinar su fórmula empírica.

a) Solo 1 y 2 son correctas.
b) Solo 2 y 3 son correctas.
c) Todas son correctas.
d) Ninguna de las respuestas es correcta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) Verdadero. El análisis elemental de un compuesto orgánico permite determinar su fórmula empírica, para determinar su fórmula molecular es necesario conocer la masa molar del compuesto.

2) Verdadero. Las limitaciones de los procedimientos experimentales son responsables de que no coincidan los rendimientos teórico y real.

3) Verdadero. El reactivo limitante es el que antes se consume en una reacción química y determina la cantidad de producto formado.

4) Verdadero. El análisis elemental de un compuesto orgánico permite determinar su fórmula empírica y, por tanto, su composición centesimal.

La respuesta correcta es la **c**.

7.33. Cuando se disuelven 20,0 g de un cloruro de un metal desconocido, XCl, hasta obtener 100 mL de disolución se requieren 0,268 mol de nitrato de plata para precipitar el cloruro como cloruro de plata, ¿cuál es la identidad del metal X?

a) Na
b) Li
c) K
d) Ag

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre XCl y $AgNO_3$ es:

$$AgNO_3(aq) + MCl(aq) \rightarrow MNO_3(aq) + AgCl(s)$$

La cantidad de MCl que reacciona es:

$$0{,}268 \text{ mol } AgNO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol XCl}}{1 \text{ mol } AgNO_3} = 0{,}268 \text{ mol XCl}$$

La relación entre gramos y moles de MCl proporciona su masa molar:

$$\frac{20{,}0 \text{ g XCl}}{0{,}268 \text{ mol XCl}} = 74{,}6 \text{ g mol}^{-1}$$

A partir de la masa molar del XCl se obtiene la del elemento X y se le identifica:

$$1 \text{ mol Cl} \cdot \frac{35{,}5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} + 1 \text{ mol X} \cdot \frac{M \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 74{,}6 \text{ g} \qquad \rightarrow \qquad M = 39{,}1 \text{ g mol}^{-1}$$

Las masas molares de los elementos propuestos son:

Elemento	Li	Na	K	Ag
M / g mol^{-1}	7,0	23,0	39,1	107,9

La masa molar obtenida corresponde al potasio (K).

La respuesta correcta es la **c**.

7.34. La cantidad de agua que se obtiene cuando reaccionan con propano 25,0 g de aire (20,0 % en masa de oxígeno) es:
a) 5,45 g
b) 10,75 g
c) 2,25 g
d) 15,0 g

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del propano es:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

Relacionando O_2 con H_2O:

$$25{,}0\ \text{g aire} \cdot \frac{20{,}0\ \text{g}\ O_2}{100\ \text{g aire}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} \cdot \frac{4\ \text{mol}\ H_2O}{5\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 2{,}25\ \text{g}\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.35. Una muestra del mineral pirolusita (MnO_2 impuro) de masa 0,535 g, se trata con 1,42 g de ácido oxálico, $H_2C_2O_4{\cdot}2H_2O$, en medio ácido de acuerdo con la reacción:

$$H_2C_2O_4 + MnO_2 + 2\ H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 2\ H_2O + 2\ CO_2$$

El exceso de ácido oxálico se valora con 36,6 mL de $KMnO_4$ 0,1000 M de acuerdo con la reacción:

$$5\ H_2C_2O_4 + 2\ MnO_4^- + 6\ H^+ \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 8\ H_2O + 10\ CO_2$$

¿Cuál es el porcentaje de MnO_2 en el mineral?
a) 34,3 %
b) 61,1 %
c) 65,7 %
d) 53,3 %
e) 38,9 %

(O.Q.N. Barcelona 2001)

▪ La cantidad de $H_2C_2O_4$ inicial es:

$$1{,}42\ \text{g}\ H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O \cdot \frac{10^3\ \text{mg}\ H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O}{1\ \text{g}\ H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O}{126{,}0\ \text{mg}\ H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O} = 11{,}3\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$$

$$111{,}3\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4}{1\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O} = 11{,}3\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4$$

▪ La cantidad de $H_2C_2O_4$ sobrante y que reacciona con $KMnO_4$ es:

$$36{,}6\ \text{mL}\ KMnO_4\ 0{,}1000\ \text{M} \cdot \frac{0{,}1000\ \text{mmol}\ KMnO_4}{1\ \text{mL}\ KMnO_4\ 0{,}1000\ \text{M}} \cdot \frac{5\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4}{2\ \text{mmol}\ KMnO_4} = 9{,}15\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4$$

▪ La diferencia entre ambas cantidades es la que reacciona con MnO_2:

$$11{,}3\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4 - 9{,}15\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4 = 2{,}12\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4$$

Relacionando $H_2C_2O_4$ con MnO_2:

$$\frac{2{,}12\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4}{0{,}535\ \text{g pirolusita}} \cdot \frac{1\ \text{g pirolusita}}{10^3\ \text{mg pirolusita}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ MnO_2}{1\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4} \cdot \frac{86{,}9\ \text{mg}\ MnO_2}{1\ \text{mmol}\ MnO_2} \cdot 100 = 34{,}4\ \%\ MnO_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.36. Para la siguiente reacción:

$$B_2O_3(s) + 3\ H_2O(l) \rightarrow 2\ H_3BO_3(aq)$$

¿Cuántos moles de agua se necesitan para producir 5,0 mol de $H_3BO_3(aq)$ a partir de 3,0 mol de $B_2O_3(s)$, si la reacción tiene lugar de forma total?

a) 6,0
b) 2,0
c) 7,5
d) 4,0
e) No se puede calcular.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2009)

Relacionando H_3BO_3 con H_2O:

$$5{,}0\ \text{mol}\ H_3BO_3 \cdot \frac{3\ \text{mol}\ H_2O}{2\ \text{mol}\ H_3BO_3} = 7{,}5\ \text{mol}\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.37. El carburo de calcio, CaC_2, usado para producir acetileno se prepara de acuerdo a la ecuación química:

$$CaO(s) + C(s) \rightarrow CaC_2(s) + CO_2(g)$$

Si una mezcla sólida contiene 1 150 g de cada reactivo, ¿cuántos gramos de carburo de calcio se pueden preparar?

a) 1.314,2 g
b) 2.044,4 g
c) 6.133 g
d) 1.006,2 g

(O.Q.L. Murcia 2001)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del carburo de calcio es:

$$2\ CaO(s) + 5\ C(s) \rightarrow 2\ CaC_2(s) + CO_2(g)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

$$\left.\begin{array}{r} 1.150\ \text{g CaO} \cdot \dfrac{1\ \text{mol CaO}}{56{,}0\ \text{g CaO}} = 20{,}5\ \text{mol CaO} \\ 1.150\ \text{g C} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12{,}0\ \text{g C}} = 95{,}8\ \text{mol C} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{95{,}8\ \text{mol C}}{20{,}5\ \text{mol CaO}} = 4{,}67$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 2,5 quiere decir que sobra C, por lo que el CaO es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de CaC_2:

$$20{,}5\ \text{mol CaO} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ CaC_2}{2\ \text{mol CaO}} \cdot \frac{64{,}0\ \text{g}\ CaC_2}{1\ \text{mol}\ CaC_2} = 1{,}31 \cdot 10^3\ \text{g}\ CaC_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.38. Indique cuál de los siguientes es un proceso químico:
a) Fusión del cloruro de sodio.
b) Sublimación de mercurio.
c) Combustión de azufre.
d) Disolución de sal en agua.

(O.Q.L. Murcia 2001)

Para que exista un cambio químico es preciso los reactivos y productos tengan composición química diferente.

a-b) Falso. Tanto la fusión del NaCl como la sublimación del Hg son cambios de estado, un proceso físico:

$$\mathrm{NaCl(s)} \rightarrow \mathrm{NaCl(l)} \qquad\qquad \mathrm{Hg(s)} \rightarrow \mathrm{Hg(g)}$$

c) **Verdadero**. La ecuación química correspondiente a la reacción de combustión del azufre es:

$$\mathrm{S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)}$$

d) Falso. Aunque en la disolución del NaCl en agua se rompen enlaces en la red cristalina y se forman enlaces entre los iones y las moléculas de agua, se trata de un proceso físico:

$$\mathrm{NaCl(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.39. Una manera de recuperar plata metálica en el laboratorio es por calentamiento, a 800 °C y en un crisol de porcelana, de una mezcla de Na_2CO_3, KNO_3 y AgCl, en las proporciones molares 4:3:2 respectivamente. La masa total de mezcla que hay que poner en el crisol para obtener un mol de plata es:
a) 350,3 g
b) 507,1 g
c) 700,6 g
d) 1019,6 g

(O.Q.L. Murcia 2001)

A partir de 4 mol de Na_2CO_3, 3 mol de KNO_3 y 2 mol de AgCl se obtienen 2 mol de Ag. Por lo tanto, para obtener 1 mol de Ag la cantidad en moles de cada reactivo que se necesita es la mitad. Las masas correspondientes son:

$$\left.\begin{array}{r} 2\ \mathrm{mol\ Na_2CO_3} \cdot \dfrac{106{,}0\ \mathrm{g\ Na_2CO_3}}{1\ \mathrm{mol\ Na_2CO_3}} = 212{,}0\ \mathrm{g\ Na_2CO_3} \\[2ex] 1{,}5\ \mathrm{mol\ KNO_3} \cdot \dfrac{101{,}1\ \mathrm{g\ KNO_3}}{1\ \mathrm{mol\ KNO_3}} = 151{,}7\ \mathrm{g\ KNO_3} \\[2ex] 1\ \mathrm{mol\ AgCl} \cdot \dfrac{143{,}4\ \mathrm{g\ AgCl}}{1\ \mathrm{mol\ AgCl}} = 143{,}4\ \mathrm{g\ AgCl} \end{array}\right\} \rightarrow \quad m_{\mathrm{total}} = 507{,}1\ \mathrm{g}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.40. Si se quema un trozo de grafito de alta pureza se debe formar:
a) $CaCO_3$
b) CO_2
c) H_2CO_3
d) O_2

(O.Q.L. Murcia 2001)

El grafito es una variedad alotrópica del C y la ecuación química correspondiente a su combustión es:

$$\mathrm{C(grafito)} + \mathrm{O_2(g)} \rightarrow \mathrm{CO_2(g)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.41. La azida de sodio, NaN_3, se utiliza en los "airbag" de los automóviles. El impacto de una colisión desencadena la descomposición del NaN_3 de acuerdo a la siguiente ecuación

$$2\ \mathrm{NaN_3(s)} \rightarrow 2\ \mathrm{Na(s)} + 3\ \mathrm{N_2(g)}$$

El nitrógeno gaseoso producido infla rápidamente la bolsa que sirve de protección al conductor y acompañante. ¿Cuál es el volumen de N_2 generado, a 21 °C y 823 Torr (mmHg), por la descomposición de 60,0 g de NaN_3?
a) 2,19 L
b) 30,8 L
c) 61,7 L
d) 173,2 L

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. Galicia 2014)

Relacionando NaN_3 con N_2:

$$60{,}0\ \mathrm{g\ NaN_3} \cdot \frac{1\ \mathrm{mol\ NaN_3}}{65{,}0\ \mathrm{g\ NaN_3}} \cdot \frac{3\ \mathrm{mol\ N_2}}{2\ \mathrm{mol\ NaN_3}} = 1{,}38\ \mathrm{mol\ N_2}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(1{,}38\ \mathrm{mol\ N_2}) \cdot (0{,}082\ \mathrm{atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}}) \cdot (21 + 273{,}15)}{823\ \mathrm{Torr}} \cdot \frac{760\ \mathrm{Torr}}{1\ \mathrm{atm}} = 30{,}7\ \mathrm{L\ N_2}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.42. La falta de oxígeno durante la combustión de un hidrocarburo como el metano genera un gas altamente tóxico, el monóxido de carbono. La siguiente ecuación química ilustra este proceso:

$$3\ \mathrm{CH_4(g)} + 5\ \mathrm{O_2(g)} \rightarrow 2\ \mathrm{CO(g)} + \mathrm{CO_2(g)} + 6\ \mathrm{H_2O(l)}$$

Si como consecuencia de este proceso se obtienen 50 g de una mezcla de CO y CO_2, ¿cuántos moles de metano se consumieron?
a) 0,5
b) 1,0
c) 1,5
d) 2,0

(O.Q.L. Murcia 2001)

La ecuación química que se muestra corresponde a la reacción global para una buena y mala combustión del CH_4. Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a ambas reacciones son, respectivamente:

$$\mathrm{CH_4(g)} + 2\ \mathrm{O_2(g)} \rightarrow \mathrm{CO_2(g)} + 2\ \mathrm{H_2O(l)}$$

$$2\ \mathrm{CH_4(g)} + 3\ \mathrm{O_2(g)} \rightarrow 2\ \mathrm{CO(g)} + 4\ \mathrm{H_2O(l)}$$

Suponiendo que se parte de x mol de CH_4, las masas de CO y CO_2 que se obtienen son:

$$x\ \mathrm{mol\ CH_4} \cdot \frac{2\ \mathrm{mol\ CO}}{1\ \mathrm{mol\ CH_4}} \cdot \frac{28{,}0\ \mathrm{g\ CO}}{1\ \mathrm{mol\ CO}} + x\ \mathrm{mol\ CH_4} \cdot \frac{1\ \mathrm{mol\ CO_2}}{1\ \mathrm{mol\ CH_4}} \cdot \frac{44{,}0\ \mathrm{g\ CO_2}}{1\ \mathrm{mol\ CO_2}} = 50\ \mathrm{g\ mezcla}$$

Se obtiene, $x = 1{,}5\ \mathrm{mol\ CH_4}$.

La respuesta correcta es la **c**.

7.43. La combustión del gas metano, CH_4, produce dióxido de carbono y agua. Indique cuál de las siguientes ecuaciones químicas describe correctamente dicho proceso:
a) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$
b) $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$
c) $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
d) $CH_4 + ½\ O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.44. Dada la reacción siguiente:

$n\ A + m\ B \rightarrow x\ C + Q\ kcal$

donde A, B y C representan sustancias puras, gaseosas, se presentan las siguientes afirmaciones:

1) Para formar 1 mol de C se requieren n/x mol de A.
2) $n + m = x$
3) Si n y m (ambos) son números pares, x debe ser impar.
4) Tiene lugar un cambio de fase.

¿Cuál de las proposiciones siguientes es cierta?
a) 1
b) 2 y 3
c) 3
d) 2 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1) **Verdadero**. Relacionando C y A:

$$1\ \text{mol C} \cdot \frac{n\ \text{mol A}}{x\ \text{mol C}} = \frac{n}{x}\ \text{mol A}$$

2) Falso. Los coeficientes estequiométricos no tienen porqué conservarse en una ecuación química.

3) Falso. Sin conocer las fórmulas de los diferentes compuestos no se puede hacer ninguna afirmación sobre los coeficientes estequiométricos.

4) Falso. La ecuación propuesta no ofrece ninguna información sobre los estados de agregación.

La respuesta correcta es la **a**.

7.45. El superóxido de potasio, KO_2, puede simular la acción de las plantas consumiendo dióxido de carbono gaseoso y produciendo oxígeno gas. Sabiendo que en este caso también se forma carbonato de potasio, la reacción ajustada indica que:
a) Se producen 3 mol de oxígeno por cada mol de KO_2 consumido.
b) Se consumen 2 mol de KO_2 por cada mol de dióxido de carbono.
c) El número de moles de reactivos es igual de productos.
d) Se producen 3,0 g de oxígeno por cada 2,0 g de CO_2 consumidos.
e) Se forman más moles de productos que de reactivos.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre KO_2 y CO_2 es:

$$4\ KO_2(s) + 2\ CO_2(g) \rightarrow 2\ K_2CO_3(s) + 3\ O_2(g)$$

a) Falso. De acuerdo con la estequiometría de la reacción se producen 0,75 mol de CO_2 por cada mol de KO_2 consumido.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la estequiometría de la reacción se consumen 2 mol de KO_2 por cada mol de CO_2 que reacciona.

c-e) Falso. De acuerdo con la estequiometría de la reacción se producen 5 mol de productos por cada 6 mol de reactivos que se consumen.

d) Falso. Relacionando CO_2 con O_2:

$$2{,}0\ \text{g}\ CO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 2{,}2\ \text{g}\ O_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.46. El mineral dolomita puede representarse por la fórmula $MgCa(CO_3)_2$. ¿Qué volumen de dióxido de carbono gas, a 26,8 °C y 0,88 atm, podría producirse por la reacción de 25 g de dolomita con exceso de ácido acético?
a) 3,9 L
b) 4,5 L
c) 6,3 L
d) 6,7 L
e) 7,6 L

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre $MgCa(CO_3)_2$ y CH_3COOH es:

$$MgCa(CO_3)_2(s) + 4\ CH_3COOH(l) \rightarrow 2\ CO_2(g) + Mg(CH_3COO)_2(aq) + Ca(CH_3COO)_2(aq) + 4\ H_2O(l)$$

Relacionando $MgCa(CO_3)_2$ con CO_2:

$$25\ \text{g}\ MgCa(CO_3)_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ MgCa(CO_3)_2}{184{,}3\ \text{g}\ MgCa(CO_3)_2} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ MgCa(CO_3)_2} = 0{,}27\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(0{,}27\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (26{,}8\ +\ 273{,}15)\ \text{K}}{0{,}88\ \text{atm}} = 7{,}6\ \text{L}\ CO_2$$

La respuesta correcta es la **e**.

7.47. Dadas las siguientes reacciones:

$$Fe + Br_2 \rightarrow FeBr_2$$

$$3\ FeBr_2 + Br_2 \rightarrow Fe_3Br_8$$

Si el rendimiento de cada una de las reacciones es del 82,0 %, ¿qué masa de Fe_3Br_8 se produce a partir de 1,00 g de Fe?
a) 4,81 g
b) 3,94 g
c) 2,65 g
d) 3,24 g
e) 2,57 g

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Córdoba 2012)

Relacionando Fe con $FeBr_2$ considerando un rendimiento del 82 %:

$$1{,}00 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55{,}8 \text{ g Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeBr}_2}{1 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{82{,}0 \text{ mol FeBr}_2 \text{ (real)}}{100 \text{ mol FeBr}_2 \text{ (teórico)}} = 1{,}47 \cdot 10^{-2} \text{ mol FeBr}_2 \text{ (real)}$$

Relacionando $FeBr_2$ con Fe_3Br_8 considerando un rendimiento del 82 %:

$$1{,}47 \cdot 10^{-2} \text{ mol FeBr}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_3\text{Br}_8}{3 \text{ mol FeBr}_2} \cdot \frac{82{,}0 \text{ mol Fe}_3\text{Br}_8 \text{ (real)}}{100 \text{ mol Fe}_3\text{Br}_8 \text{ (teórico)}} \cdot \frac{806{,}6 \text{ g Fe}_3\text{Br}_8}{1 \text{ mol Fe}_3\text{Br}_8} = 3{,}24 \text{ g Fe}_3\text{Br}_8$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.48. El cromo en su estado de oxidación (VI) se considera peligroso y su eliminación puede realizarse por el proceso simbolizado por la reacción:

$$4 \text{ Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 7 \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4 \text{ ZnSO}_4 + 2 \text{ CrSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7 \text{ H}_2\text{O}$$

Si se mezcla 1 mol de cada reactivo, ¿cuál es el reactivo limitante y el rendimiento teórico de sulfato de cromo(II)?

a) Zn / 0,50 mol
b) $K_2Cr_2O_7$ / 2,0 mol
c) H_2SO_4 / 0,29 mol
d) H_2 / 1,0 mol
e) No hay reactivo limitante / 1,0 mol

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Como se emplea un mol de cada reactivo, el reactivo limitante es el que, de acuerdo con la estequiometría de la reacción, se consume en mayor cantidad, es decir, H_2SO_4. Esta sustancia es la que determina la máxima cantidad de $CrSO_4$ formado:

$$1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol CrSO}_4}{7 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0{,}29 \text{ mol CrSO}_4$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.49. El agua se descompone por electrólisis produciendo hidrógeno y oxígeno gas. En un determinado experimento, se ha obtenido 1,008 g de H_2 en el cátodo, ¿qué masa de oxígeno se obtiene en el ánodo?

a) 32,0 g
b) 16,0 g
c) 8,00 g
d) 4,00 g
e) 64,0 g

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La ecuación química correspondiente a la disociación electrolítica del H_2O es:

$$2 \text{ H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$$

Relacionando H_2 con O_2:

$$1{,}008 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2{,}0 \text{ g H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{32{,}0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 8{,}00 \text{ g O}_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.50. Al calentar 24,0 g de nitrato de potasio junto con plomo se han formado 13,8 g de nitrito de potasio, de acuerdo a la ecuación química:

$$Pb(s) + KNO_3(s) \rightarrow PbO(s) + KNO_2(s)$$

¿Cuál es el rendimiento de la reacción?
a) 38,6 %
b) 86,3 %
c) 36,8 %
d) 68,3 %

(O.Q.L. Murcia 2002)

Relacionando KNO_3 con KNO_2 se obtiene la cantidad de este que debería obtenerse:

$$24{,}0\ \text{g KNO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol KNO}_3}{101{,}1\ \text{g KNO}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol KNO}_2}{1\ \text{mol KNO}_3} \cdot \frac{85{,}1\ \text{g KNO}_2}{1\ \text{mol KNO}_2} = 20{,}2\ \text{g KNO}_2$$

El rendimiento del proceso se obtiene relacionado las cantidades real y teórica:

$$\eta = \frac{13{,}8\ \text{g KNO}_2\ \text{(real)}}{20{,}2\ \text{g KNO}_2\ \text{(teórico)}} \cdot 100 = 68{,}3\ \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.51. Si se mezclan 200 cm^3 de una disolución de 0,10 M de sulfuro de sodio con 200 cm^3 de otra disolución que contiene 1,7 g L^{-1} de nitrato de plata, ¿qué cantidad de sulfuro de plata podrá precipitar?
a) 0,25 g
b) 1,00 g
c) 0,50 g
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Baleares 2002)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $AgNO_3$ y Na_2S es:

$$2\ AgNO_3(aq) + Na_2S(aq) \rightarrow 2\ NaNO_3(aq) + Ag_2S(s)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

$$200\ \text{cm}^3\ \text{Na}_2\text{S}\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{1\ \text{L Na}_2\text{S}\ 0{,}10\ \text{M}}{10^3\ \text{cm}^3\ \text{Na}_2\text{S}\ 0{,}10\ \text{M}} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mol Na}_2\text{S}}{1\ \text{L Na}_2\text{S}\ 0{,}10\ \text{M}} = 0{,}020\ \text{mol Na}_2\text{S}$$

$$200\ \text{cm}^3\ \text{AgNO}_3\ 1{,}7\ \text{g L}^{-1} \cdot \frac{1{,}7\ \text{g AgNO}_3}{10^3\ \text{cm}^3\ \text{AgNO}_3\ 1{,}7\ \text{g L}^{-1}} \cdot \frac{1\ \text{mol AgNO}_3}{169{,}9\ \text{g AgNO}_3} = 0{,}0020\ \text{mol AgNO}_3$$

La relación molar es:

$$\frac{0{,}0020\ \text{mol AgNO}_3}{0{,}020\ \text{mol Na}_2\text{S}} = 0{,}10$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra Na_2S y que $AgNO_3$ es el reactivo limitante que determina la masa formada de Ag_2S:

$$0{,}0020\ \text{mol AgNO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol Ag}_2\text{S}}{2\ \text{mol AgNO}_3} \cdot \frac{247{,}8\ \text{g Ag}_2\text{S}}{1\ \text{mol Ag}_2\text{S}} = 0{,}25\ \text{g Ag}_2\text{S}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.52. El vinagre es una disolución concentrada de ácido acético, CH_3COOH. Cuando se trata una muestra de 8,00 g de vinagre con NaOH 0,200 M, se gastan 51,1 mL hasta alcanzar el punto de equivalencia. El porcentaje en masa del ácido acético en dicho vinagre es:
a) 1,36 %
b) 3,83 %
c) 7,67 %
d) 5,67 %
e) 4,18 %

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Asturias 2005)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH y es:

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCH_3COO(aq) + H_2O(l)$$

Relacionando NaOH con CH_3COOH:

$$51{,}1\ \text{mL NaOH 0,2 M} \cdot \frac{0{,}200\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,200 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol CH}_3\text{COOH}}{1\ \text{mmol NaOH}} = 10{,}2\ \text{mmol CH}_3\text{COOH}$$

$$10{,}2\ \text{mmol CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{60{,}0\ \text{mg CH}_3\text{COOH}}{1\ \text{mmol CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{1\ \text{g CH}_3\text{COOH}}{10^3\ \text{mg CH}_3\text{COOH}} = 0{,}610\ \text{g CH}_3\text{COOH}$$

El porcentaje de CH_3COOH en el vinagre es:

$$\frac{0{,}610\ \text{g CH}_3\text{COOH}}{8{,}00\ \text{g vinagre}} \cdot 100 = 7{,}67\ \%\ \text{CH}_3\text{COOH}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.53. Para valorar una disolución de ácido clorhídrico, se pipetean 10,0 mL de Na_2CO_3 0,100 M, se introducen en un Erlenmeyer y se diluyen con 100 mL de agua añadiendo unas gotas de verde de bromocresol. A continuación se añaden con una bureta 15,0 mL de HCl hasta su segundo punto de equivalencia (color amarillo). La concentración del ácido es:
a) 0,200 M
b) 0,100 M
c) 0,0667 M
d) 0,133 M
e) 0,267 M

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y Na_2CO_3 es:

$$2\ HCl(aq) + Na_2CO_3(aq) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + 2\ NaCl(aq)$$

La cantidad de HCl neutralizado es:

$$10{,}00\ \text{mL Na}_2\text{CO}_3\ 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol Na}_2\text{CO}_3}{1\ \text{mL Na}_2\text{CO}_3\ 0{,}100\ \text{M}} \cdot \frac{2\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mmol Na}_2\text{CO}_3} = 2{,}00\ \text{mmol HCl}$$

La concentración de la disolución de HCl es:

$$\frac{2{,}00\ \text{mmol HCl}}{15{,}0\ \text{mL disolución}} = 0{,}133\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.54. Cuando se añade un exceso de iones hidróxido a 1,0 L de disolución de $CaCl_2$, precipita $Ca(OH)_2$. Si todos los iones calcio de la disolución precipitan en 7,4 g de $Ca(OH)_2$, ¿cuál era la concentración inicial de la disolución de $CaCl_2$?
a) 0,05 M
b) 0,10 M
c) 0,15 M
d) 0,20 M
e) 0,30 M

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Baleares 2012) (O.Q.L. la Rioja 2014)

El $CaCl_2$ en disolución acuosa se encuentra disociado en iones de acuerdo con la ecuación:

$$CaCl_2(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

La ecuación química correspondiente a la precipitación del $Ca(OH)_2$ es:

$$Ca^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$$

Relacionando $Ca(OH)_2$ con $CaCl_2$:

$$7{,}4\ \text{g}\ Ca(OH)_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2}{74{,}1\ \text{g}\ Ca(OH)_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCl_2}{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2} = 0{,}10\ \text{mol}\ CaCl_2$$

La concentración de la disolución de $CaCl_2$ es:

$$\frac{0{,}10\ \text{mol}\ CaCl_2}{1{,}0\ \text{L disolución}} = 0{,}10\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En La Rioja se cambian el dato numérico y el elemento calcio por el bario).

7.55. Señale la afirmación correcta:
a) Un procedimiento para obtener NaOH es mediante la reacción entre $NaCl + H_2O \rightarrow HCl + NaOH$.
b) Para transportar H_2SO_4 o HNO_3 pueden utilizarse camiones con la cisterna forrada interiormente de aluminio.
c) Algunos enlaces del grafito tienen carácter iónico lo que le hace ser conductor de la electricidad.
d) El ácido nítrico puede obtenerse por calefacción de nitrato amónico seco.
e) Para obtener bromuro de hidrógeno a partir de bromuro de sodio es necesario utilizar H_3PO_4 porque es un ácido no oxidante.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. Entre NaCl y H_2O no se produce ninguna reacción química.

b) Falso. Entre H_2SO_4 o HNO_3 y Al se producen las reacciones que muestran las siguientes ecuaciones:

$$3\ H_2SO_4(aq) + 2\ Al(s) \rightarrow Al_2(SO_4)_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

$$6\ HNO_3(aq) + 2\ Al(s) \rightarrow 2\ Al(NO_3)_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

que indican que la cuba de Al sufriría corrosión por parte de los ácidos.

c) Falso. Los enlaces que mantienen unidos a los átomos de carbono enla red cristalina de grafito son covalentes y la conducción eléctrica se debe a que la red presenta electrones deslocalizados.

d) Falso. La ecuación química correspondiente a la descomposición térmica del NH_4NO_3 es:

$$NH_4NO_3(s) \rightarrow N_2O(g) + 2\ H_2O(g)$$

Se trata de un proceso exotérmico en el que se eleva la temperatura y puede producirse una violenta explosión.

e) **Verdadero**. El H_3PO_4 no es capaz de oxidar al NaBr. La reacción entre ambas sustancias es una reacción ácido-base, y la ecuación química correspondiente es:

$$3\ NaBr(s) + H_3PO_4(aq) \rightarrow 3\ HBr(g) + Na_3PO_4(aq)$$

La respuesta correcta es la **e**.

7.56. En una reacción química se cumple que:
a) El número total de moléculas de los reactivos es igual al número total de moléculas de los productos.
b) El número total de átomos de los reactivos es igual al número total de átomos de los productos.
c) El número total de moles de los reactivos es igual al número total de moles de los productos.
d) Cuando se queman 16 g de azufre ($M_r = 32$), se consumen 8 g de oxígeno ($M_r = 16$) y se forma dióxido de azufre.
e) Cuando se queman 16 g de azufre, se consumen 8 g de oxígeno y se forma monóxido de azufre.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a-c) Falso. El número de moles o moléculas de reactivos y productos depende de la estequiometría de la reacción. Así en la síntesis del NH_3 es diferente:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$$

mientras que en la formación de HCl es igual:

$$Cl_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2\ HCl(g)$$

b) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier, el número de átomos de los reactivos debe ser igual al número de átomos de los productos.

d-e) Falso. La combustión de S produce SO_2 y la ecuación química correspondiente es:

$$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$

Relacionando S con O_2:

$$16\ g\ S \cdot \frac{1\ mol\ S}{32{,}1\ g\ S} \cdot \frac{1\ mol\ O_2}{1\ mol\ S} \cdot \frac{32\ g\ O_2}{1\ mol\ O_2} = 16\ g\ O_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.57. El óxido de calcio puede obtenerse por:
a) Reacción de calcio metálico con agua.
b) Reacción de carbonato de calcio con ácido clorhídrico.
c) Descomposición térmica del carbonato de calcio.
d) Electrólisis de cloruro de calcio en disolución acuosa.
e) Hidrólisis de sulfato de calcio.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. La ecuación química correspondiente a la reacción entre Ca y H_2O es:

$$Ca(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(aq) + H_2(g)$$

b) Falso. La ecuación química correspondiente a la reacción entre $CaCO_3$ y HCl es:

$$CaCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

c) **Verdadero**. La ecuación química correspondiente a la descomposición térmica del $CaCO_3$ es:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

d) Falso. La electrólisis de $CaCl_2(aq)$ produce H_2 y O_2 procedentes del H^+ y OH^- del agua que son más fáciles de reducir y oxidar, respectivamente, que los iones Ca^{2+} y Cl^- procedentes del $CaCl_2$.

e) Falso. El $CaSO_4$ es una sal que no sufre hidrólisis ya que procede de H_2SO_4, ácido fuerte, y $Ca(OH)_2$, base fuerte.

La respuesta correcta es la **c**.

7.58. Al tratar 9,00 g de Ca con exceso de oxígeno, se forma CaO, que se hace reaccionar con 0,25 mol de CO_2. ¿Cuántos gramos de $CaCO_3$ se obtendrán?
a) 100,0 g
b) 22,5 g
c) 25,0 g
d) 90,0 g

(O.Q.L. Asturias 2003) (O.Q.L. Asturias 2007)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del CaO es:

$$2\ Ca(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ CaO(s)$$

Relacionando Ca con CaO:

$$9{,}00\ g\ Ca \cdot \frac{1\ mol\ Ca}{40{,}1\ g\ Ca} \cdot \frac{1\ mol\ CaO}{1\ mol\ Ca} = 0{,}225\ mol\ CaO$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del $CaCO_3$ es:

$$CaO(s) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(s)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

$$\frac{0{,}25\ mol\ CO_2}{0{,}225\ mol\ CaO} = 1{,}1$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 1 quiere decir que sobra CO_2, por lo que CaO es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de $CaCO_3$:

$$0{,}225\ mol\ CaO \cdot \frac{1\ mol\ CaCO_3}{1\ mol\ CaO} \cdot \frac{100{,}1\ g\ CaCO_3}{1\ mol\ CaCO_3} = 22{,}5\ g\ CaCO_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.59. A 50,0 mL de una disolución de ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, se le añadió la suficiente cantidad de una disolución de cloruro de bario, $BaCl_2(aq)$. El sulfato de bario formado, $BaSO_4(s)$, se separó de la disolución y se pesó en seco. Si se obtuvieron 0,71 g de $BaSO_4(s)$, ¿cuál era la molaridad de la disolución de ácido sulfúrico?
a) 0,06 M
b) 0,60 M
c) 1,20 M
d) 0,12 M

(O.Q.L. Murcia 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y $BaCl_2$ es:

$$H_2SO_4(aq) + BaCl_2(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2\ HCl(aq)$$

Relacionando $BaSO_4$ con H_2SO_4:

$$0{,}71\ \text{g BaSO}_4 \cdot \frac{1\ \text{mol BaSO}_4}{233{,}3\ \text{g BaSO}_4} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol BaSO}_4} = 3{,}0 \cdot 10^{-3}\ \text{mol H}_2\text{SO}_4$$

La molaridad de la disolución de H_2SO_4 es:

$$\frac{3{,}0 \cdot 10^{-3}\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{50{,}0\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}060\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.60. La masa de agua liberada en la combustión completa de 1,00 g de octano será:
a) 0,079 g
b) 1,42 g
c) 18 g
d) 162 g

(O.Q.L. Murcia 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del octano es:

$$2\ \text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) + 25\ \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 16\ \text{CO}_2(\text{g}) + 18\ \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

Relacionando C_8H_{18} con H_2O:

$$1{,}00\ \text{g C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1\ \text{mol C}_8\text{H}_{18}}{114{,}0\ \text{g C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{9\ \text{mol H}_2\text{O}}{1\ \text{mol C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} = 1{,}42\ \text{g H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.61. ¿Qué ocurrirá si se hacen reaccionar 8,5 mol de Cl_2 y 6,4 mol de Al para formar $AlCl_3$?
a) El Al ejercerá de reactivo limitante.
b) Habrá un exceso de 0,73 mol de Cl_2.
c) Se formarán como máximo 5,67 mol de $AlCl_3$.
d) Habrá un exceso de 1,73 mol de Al.

(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Asturias 2003) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Murcia 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Cl_2 y Al es:

$$3\ \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\ \text{Al}(\text{s}) \rightarrow 2\ \text{AlCl}_3(\text{s})$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

$$\frac{8{,}5\ \text{mol Cl}_2}{6{,}4\ \text{mol Al}} = 1{,}3$$

Como la relación molar obtenida es menor que 1,5 quiere decir que sobra Al y que Cl_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de $AlCl_3$.

a-b) Falso. Según se ha demostrado.

c) **Verdadero**.

$$8{,}5\ \text{mol Cl}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol AlCl}_3}{3\ \text{mol Cl}_2} = 5{,}67\ \text{mol AlCl}_3$$

d) Falso.

$$8{,}5\ \text{mol Cl}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol Al}}{3\ \text{mol Cl}_2} = 5{,}67\ \text{mol Al}$$

$$6{,}4\ \text{mol Al (inicial)} - 5{,}67\ \text{mol Al (consumido)} = 0{,}73\ \text{mol Al (exceso)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.62. Una piedra caliza con un 75,0 % de riqueza en carbonato de calcio se trata con exceso de ácido clorhídrico. ¿Qué volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, se obtendrá a partir de 59,5 g de piedra?
a) 10 dm^3
b) 22,4 dm^3
c) 5 dm^3
d) 20 dm^3

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y $CaCO_3$ es:

$$CaCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Relacionando la caliza con CO_2:

$$59{,}5\ \text{g caliza} \cdot \frac{75{,}0\ \text{g } CaCO_3}{100\ \text{g caliza}} \cdot \frac{1\ \text{mol } CaCO_3}{100{,}1\ \text{g } CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol } CO_2}{1\ \text{mol } CaCO_3} = 0{,}446\ \text{mol } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}446\ \text{mol } CO_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 9{,}99\ \text{dm}^3\ CO_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.63. ¿Qué volumen de oxígeno se necesita para quemar 5,0 L de gas propano, C_3H_8, medidos ambos volúmenes en condiciones normales?
a) 5 L
b) 25 L
c) 50 L
d) 10

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del propano es:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de C_3H_8 es:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 5{,}0\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} = 0{,}22\ \text{mol } C_3H_8$$

Relacionando C_3H_8 con O_2:

$$0{,}22\ \text{mol } C_3H_8 \cdot \frac{5\ \text{mol } O_2}{1\ \text{mol } C_3H_8} = 1{,}1\ \text{mol } O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1{,}1\ \text{mol } O_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 25\ \text{L } O_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.64. ¿Qué volumen de oxígeno, medido a 790 mmHg y 37 °C, se necesita para quemar 3,43 dm^3 de eteno, C_2H_4, medidos a 780 mmHg y 22 °C?
a) 5,34 dm^3
b) 34,30 dm^3
c) 21,36 dm^3
d) 10,68 dm^3

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del eteno es:

$$C_2H_4(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de C_2H_4 a quemar:

$$n = \frac{780\ \text{mmHg} \cdot\ 3{,}43\ \text{dm}^3}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (22 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}146\ \text{mol}\ C_2H_4$$

Relacionando C_2H_4 con O_2:

$$0{,}146\ \text{mol}\ C_2H_4 \cdot \frac{3\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_4} = 0{,}437\ \text{mol}\ O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}437\ \text{mol}\ O_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (37 + 273{,}15)\ \text{K}}{790\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 10{,}7\ \text{dm}^3\ O_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.65. ¿Qué volumen de aire se necesita para quemar 3,0 L de acetileno, C_2H_2, midiéndose ambos gases en las mismas condiciones?
a) 35,71 L
b) 71,43 L
c) 3,0 L
d) 6,0 L
(Dato. El aire contiene un 21 % en volumen de O_2)

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del acetileno es:

$$2\ C_2H_2(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), en las reacciones entre gases, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, la relación molar coincide con la relación volumétrica, así que relacionando C_2H_2 con O_2:

$$3{,}0\ \text{L}\ C_2H_2 \cdot \frac{5\ \text{L}\ O_2}{2\ \text{L}\ C_2H_2} = 7{,}5\ \text{L}\ O_2$$

Como el aire contiene un 21 % en volumen de O_2:

$$7{,}5\ \text{L}\ O_2 \cdot \frac{100\ \text{L aire}}{21\ \text{L}\ O_2} = 36\ \text{L aire}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.66. El $AgNO_3$ reacciona tanto con NaCl como con KCl para dar en ambos casos AgCl. Si al reaccionar 1,00 g de muestra con $AgNO_3$ se forman 2,15 g de AgCl, la muestra estará formada por:
a) Solo KCl.
b) Solo NaCl.
c) Una mezcla de KCl y NaCl.
d) No es posible determinarlo.
e) Una mezcla de NaCl y Cl_2.
(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones entre $AgNO_3$ y NaCl y KCl son, respectivamente:

$$AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \rightarrow NaNO_3(aq) + AgCl(s)$$

$$AgNO_3(aq) + KCl(aq) \rightarrow KNO_3(aq) + AgCl(s)$$

a) Falso. Suponiendo que la muestra está formada solo por KCl, la masa de AgCl que se obtiene es inferior a la propuesta:

$$1{,}00 \text{ g KCl} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{74{,}6 \text{ g KCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol KCl}} \cdot \frac{143{,}4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 1{,}92 \text{ g AgCl}$$

b) Falso. Suponiendo que la muestra está formada solo por NaCl, la masa de AgCl que se obtiene es superior a la propuesta:

$$1{,}00 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58{,}5 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{143{,}4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 2{,}45 \text{ g AgCl}$$

c) **Verdadero**. Teniendo en cuenta que los 2,15 g de AgCl que se obtienen están comprendidos entre los 1,92 g de una muestra de solo KCl y los 2,45 g de una muestra de NaCl, la muestra inicial debe estar formada por una mezcla de ambas sustancias.

d) Falso. Se puede calcular la composición de la muestra planteando un sistema de ecuaciones con los dos datos numéricos proporcionados.

e) Falso. La reacción de los cloruros alcalinos con $AgNO_3$ es de precipitación y la formación de Cl_2 implicaría una reacción de oxidación-reducción.

La respuesta correcta es la **c**.

7.67. Al reaccionar una cierta cantidad de cloruro de sodio con nitrato de plata se forman $2{,}65 \cdot 10^{-4}$ kg de cloruro de plata. La masa de cloruro de sodio que había inicialmente es:
a) $2{,}16 \cdot 10^{-4}$ kg
b) $5{,}40 \cdot 10^{-4}$ kg
c) $1{,}08 \cdot 10^{-4}$kg
d) $2{,}65 \cdot 10^{-4}$ kg
(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $AgNO_3$ y NaCl es:

$$AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \rightarrow NaNO_3(aq) + AgCl(s)$$

La cantidad de AgCl que reacciona es:

$$2{,}65 \cdot 10^{-4} \text{ kg AgCl} \cdot \frac{10^3 \text{ g AgCl}}{1 \text{ kg AgCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143{,}4 \text{ g AgCl}} = 1{,}85 \cdot 10^{-3} \text{ mol AgCl}$$

Relacionando AgCl y NaCl:

$$1{,}85\cdot 10^{-3}\text{ mol AgCl}\cdot\frac{1\text{ mol NaCl}}{1\text{ mol AgCl}}\cdot\frac{58{,}5\text{ g NaCl}}{1\text{ mol NaCl}}\cdot\frac{1\text{ kg NaCl}}{10^{3}\text{ g NaCl}}=1{,}08\cdot 10^{-4}\text{ kg NaCl}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.68. A partir de 200 g de ácido nítrico y 100 g de hidróxido de sodio y siendo el rendimiento del proceso del 80,0 %, la cantidad que se obtiene de la sal producto de la reacción es:
a) 269
b) 212
c) 138
d) 170

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HNO_3 y NaOH es:

$$HNO_3(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaNO_3(aq) + H_2O(l)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 200\text{ g }HNO_3\cdot\dfrac{1\text{ mol }HNO_3}{63{,}0\text{ g }HNO_3}=3{,}17\text{ mol }HNO_3 \\ 100\text{ g NaOH}\cdot\dfrac{1\text{ mol NaOH}}{40{,}0\text{ g NaOH}}=2{,}50\text{ mol NaOH}\end{array}\right\}\rightarrow\frac{3{,}17\text{ mol }HNO_3}{2{,}50\text{ mol NaOH}}=1{,}27$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 1 quiere decir que sobra HNO_3, por lo que NaOH es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de $NaNO_3$:

$$2{,}50\text{ mol NaOH}\cdot\frac{1\text{ mol }NaNO_3}{1\text{ mol NaOH}}\cdot\frac{85{,}0\text{ g }NaNO_3}{1\text{ mol }NaNO_3}=213\text{ g }NaNO_3$$

Como el rendimiento del proceso es del 80,0 %:

$$213\text{ g }NaNO_3\cdot\frac{80{,}0\text{ g }NaNO_3\text{ (real)}}{100\text{ g }NaNO_3\text{ (teórico)}}=170\text{ g }NaNO_3$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.69. En la reacción de combustión del butano, ¿cuántos moles de oxígeno se necesitan para quemar un mol de butano?
a) 1 mol
b) 2 mol
c) 5,5 mol
d) 6,5 mol

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del butano es:

$$2\ C_4H_{10}(g) + 13\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 10\ H_2O(l)$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$1{,}0\text{ mol }C_4H_{10}\cdot\frac{13\text{ mol }O_2}{2\text{ mol }C_4H_{10}}=6{,}5\text{ mol }O_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.70. En la nitración de 10,0 g de benceno se obtienen 13,0 g de nitrobenceno. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?
a) 100 %
b) 79,10 %
c) 82,84 %
d) 65,20 %
e) 85,32 %

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Madrid 2015)

La ecuación química correspondiente a la nitración del benceno es:

$$C_6H_6(l) + HNO_3(l) \rightarrow C_6H_5NO_2(l) + H_2O(l)$$

Relacionando C_6H_6 con $C_6H_5NO_2$:

$$10{,}0\ g\ C_6H_6 \cdot \frac{1\ mol\ C_6H_6}{78{,}0\ g\ C_6H_6} \cdot \frac{1\ mol\ C_6H_5NO_2}{1\ mol\ C_6H_6} \cdot \frac{123{,}0\ g\ C_6H_5NO_2}{1\ mol\ C_6H_5NO_2} = 15{,}8\ g\ C_6H_5NO_2$$

El rendimiento de la reacción es:

$$\eta = \frac{13{,}0\ g\ C_6H_5NO_2\ (real)}{15{,}8\ g\ C_6H_5NO_2\ (teórico)} \cdot 100 = 82{,}3\ \%$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En Madrid 2015 se cambian benceno y nitrobenceno por tolueno y nitrotolueno).

7.71. El oxígeno puede obtenerse por descomposición térmica de compuestos oxigenados, como por ejemplo, a través de las siguientes reacciones:

$2\ Ag_2O \rightarrow 4\ Ag + O_2$ $\qquad$ $2\ BaO_2 \rightarrow 2\ BaO + O_2$

$2\ HgO \rightarrow 2\ Hg + O_2$ $\qquad$ $2\ KNO_3 \rightarrow 2\ KNO_2 + O_2$

Si el precio por tonelada de cada uno de estos reactivos fuese el mismo, ¿cuál resultaría más económico para obtener oxígeno?
a) Ag_2O
b) BaO_2
c) HgO
d) KNO_3
e) Igual para los cuatro.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

Como todos los reactivos tienen el mismo precio, aquel que produzca una misma cantidad O_2 utilizando la menor cantidad de reactivo es el más económico.

Suponiendo que se quiere obtener 1 mol de O_2, las masas de reactivo necesarias son:

$$1\ mol\ O_2 \cdot \frac{2\ mol\ Ag_2O}{1\ mol\ O_2} \cdot \frac{231{,}8\ g\ Ag_2O}{1\ mol\ Ag_2O} = 463{,}6\ g\ Ag_2O$$

$$1\ mol\ O_2 \cdot \frac{2\ mol\ BaO_2}{1\ mol\ O_2} \cdot \frac{169{,}3\ g\ BaO_2}{1\ mol\ BaO_2} = 338{,}6\ g\ BaO_2$$

$$1\ mol\ O_2 \cdot \frac{2\ mol\ HgO}{1\ mol\ O_2} \cdot \frac{216{,}6\ g\ HgO}{1\ mol\ HgO} = 433{,}2\ g\ HgO$$

$$1\ mol\ O_2 \cdot \frac{2\ mol\ KNO_3}{1\ mol\ O_2} \cdot \frac{101{,}1\ g\ KNO_3}{1\ mol\ KNO_3} = 202{,}2\ g\ KNO_3$$

El reactivo del que se consume menor cantidad para producir la misma cantidad de O_2 es KNO_3.

La respuesta correcta es la **d**.

7.72. Se dispone de una muestra de clorato de potasio con un 35,23 % de riqueza. ¿Qué cantidad de esta muestra será necesaria para obtener $4{,}50 \cdot 10^{-2}$ kg de oxígeno?
En la reacción también se obtiene cloruro de potasio.
a) $13{,}50 \cdot 10^{-2}$ kg
b) $32{,}61 \cdot 10^{-2}$ kg
c) $4{,}50 \cdot 10^{-2}$ kg
d) $9{,}00 \cdot 10^{-2}$ kg
e) $48{,}75 \cdot 10^{-2}$ kg

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química correspondiente a la descomposición de $KClO_3$ es:

$$2\ KClO_3(s) \rightarrow 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$$

Relacionando O_2 con $KClO_3$:

$$4{,}50 \cdot 10^{-2}\ \text{kg}\ O_2 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{kg}\ O_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ KClO_3}{3\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{122{,}6\ \text{g}\ KClO_3}{1\ \text{mol}\ KClO_3} = 115\ \text{g}\ KClO_3$$

Como el $KClO_3$ tiene una riqueza del 35,23 %:

$$115\ \text{g}\ KClO_3 \cdot \frac{100\ \text{g}\ KClO_3\ 35{,}23\%}{35{,}23\ \text{g}\ KClO_3} \cdot \frac{1\ \text{kg}\ KClO_3\ 35{,}23\%}{10^3\ \text{g}\ KClO_3\ 35{,}23\%} = 32{,}6 \cdot 10^{-2}\ \text{kg}\ KClO_3\ 35{,}23\%$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.73. Se introducen 24,6 mL de difluoroamina, medidos a 0 °C y alta presión, en un recipiente y en presencia de un catalizador. Al cabo de 68 h se produce el equilibrio, obteniéndose 5,50 mL de N_2F_4, medidos en las mismas condiciones. Calcule el porcentaje de rendimiento en N_2F_4 de la reacción:

$$HNF_2(g) \rightarrow N_2F_4(g) + NH_4F(g) + HF(g)$$

a) 5,5 %
b) 55,9 %
c) 0,56 %
d) 40 %
e) 24,6 %

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición de HNF_2 es:

$$5\ HNF_2(g) \rightarrow 2\ N_2F_4(g) + NH_4F(g) + HF(g)$$

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), en las reacciones entre gases, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, la relación molar coincide con la relación volumétrica, así que relacionando HNF_2 con N_2F_4:

$$24{,}6\ \text{mL}\ HNF_2 \cdot \frac{2\ \text{mL}\ N_2F_4}{5\ \text{mL}\ HNF_2} = 9{,}84\ \text{mL}\ N_2F_4$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{5{,}50\ \text{mL}\ N_2F_4\ \text{(real)}}{9{,}84\ \text{mL}\ N_2F_4\ \text{(teórico)}} \cdot 100 = 55{,}9\ \%$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.74. Cuando explota la nitroglicerina, $C_3H_5(NO_3)_3$, tiene lugar la siguiente reacción:

$$C_3H_5(NO_3)_3(l) \rightarrow CO_2(g) + N_2(g) + O_2(g) + H_2O(g) \qquad \Delta H < 0$$

Si explota una ampolla que contiene 454 g de nitroglicerina, ¿cuál será presión del vapor de agua que se forma, si el volumen total de los gases se mide en condiciones normales?
a) 262 mmHg
b) 0,0345 atm
c) 1013 Pa
d) 3,45 atm
e) 131 Torr

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la explosión de la nitroglicerina es:

$$4\ C_3H_5(NO_3)_3(l) \rightarrow 12\ CO_2(g) + 6\ N_2(g) + O_2(g) + 10\ H_2O(g)$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula de acuerdo con la siguiente expresión:

$$p_{H_2O} = p\ y_{H_2O} = p\ \frac{n_{H_2O}}{n_{total}}$$

Si los gases están medidos en condiciones normales y la presión total de la mezcla gaseosa es 1 atm, la presión que ejerce el vapor de agua es:

$$p_{H_2O} = 1\ \text{atm} \cdot \frac{10\ \text{mol}\ H_2O}{(12+6+1+10)\ \text{mol mezcla}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 262\ \text{mmHg}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.75. ¿Cuáles de los siguientes enunciados son ciertos?
i. Si en una reacción entre A y B hay más de A que de B, el reactivo limitante es A.
ii. Dos cantidades distintas de oxígeno, 8 y 16 g, no pueden reaccionar con una misma cantidad de hidrógeno (1 g) para formar distintos compuestos.
iii. Las cantidades mínimas de los elementos hidrógeno y oxígeno que tienen que reaccionar para la obtención de H_2O son 2 g de hidrógeno y 16 g de oxígeno.
iv. Para la reacción A + B → C; en aplicación del principio de conservación de la materia, si reaccionan 1 g de A y 2 g de B, se obtienen 3 g de C.

a) Solo iii y iv
b) Solo i
c) Solo iv
d) Solo ii
e) Solo iii

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

i) Falso. Depende de cuál sea la estequiometría de la reacción y del valor de las masas molares de A y B.

ii) Falso. Se trata de la ley de las proporciones múltiples de Dalton (1803):

> "las masas de un elemento (8 y 16 g O) que reaccionan con una masa fija de otro (1 g H), para formar diferentes compuestos, están en relación de números enteros sencillos" (1:2)

iii) Falso. 2 g de H y 16 g de O son cantidades están en la relación estequiométrica para formar 1 mol de H_2O. Si se desea una menor cantidad de agua bastará con mantener esa relación estequiométrica.

iv) **Verdadero**. Suponiendo que 1 g A y 2 g de B son cantidades estequiométricas que se consumen totalmente formando 3 g de C.

La respuesta correcta es la **c**.

7.76. ¿Cuántos litros de CO_2 medidos en condiciones normales se obtienen de la reacción de 18 g de hidrogenocarbonato de potasio con 65 g de ácido sulfúrico al 10 %?
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4
e) 5

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y $KHCO_3$ es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ KHCO_3(s) \rightarrow K_2SO_4(aq) + 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 18\ \text{g KHCO}_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol KHCO}_3}{100{,}1\ \text{g KHCO}_3} = 0{,}18\ \text{mol KHCO}_3 \\ 65\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 10\ \% \cdot \dfrac{10\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 10\ \%} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = 0{,}066\ \text{mol H}_2\text{SO}_4 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{0{,}18\ \text{mol KHCO}_3}{0{,}066\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} = 2{,}7$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 2 quiere decir que sobra $KHCO_3$, por lo que H_2SO_4 es el reactivo limitante que determina la cantidad de CO_2 que se desprende:

$$0{,}066\ \text{mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} = 0{,}13\ \text{mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}13\ \text{mol CO}_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 3{,}0\ \text{L CO}_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.77. La herrumbre se puede eliminar de la ropa blanca por la acción del HCl diluido. ¿Cuál es la masa de herrumbre que se podría eliminar por la acción de 100 mL de una disolución de HCl, de riqueza 4,00 % y densidad 1,028 g mL^{-1}?

$$Fe_2O_3(s) + HCl(aq) \rightarrow FeCl_3(aq) + H_2O(l)$$

a) 1 028 mg
b) 0,04 g
c) 0,003 kg
d) 0,17 g
e) 0,03 kg

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Fe_2O_3 es:

$$Fe_2O_3(s) + 6\ HCl(aq) \rightarrow 2\ FeCl_3(aq) + 3\ H_2O(l)$$

La cantidad de HCl que se consume es:

$$100\ \text{mL HCl}\ 4{,}00\ \% \cdot \frac{1{,}028\ \text{g HCl}\ 4{,}00\ \%}{1\ \text{mL HCl}\ 4{,}00\ \%} \cdot \frac{4{,}00\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl}\ 4{,}00\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 0{,}113\ \text{mol HCl}$$

Relacionando HCl con Fe_2O_3:

$$0{,}113 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol } Fe_2O_3}{6 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{159{,}6 \text{ g } Fe_2O_3}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} \cdot \frac{1 \text{ kg } Fe_2O_3}{10^3 \text{ g } Fe_2O_3} = 3{,}00 \cdot 10^{-3} \text{ kg } Fe_2O_3$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.78. La combustión del metano origina dióxido de carbono y agua:
a) Para obtener 1 mol de agua se necesita 1 mol de metano.
b) Cada 32 g de metano producen 22,4 L de CO_2 en c.n.
c) La combustión de 16 g de metano requiere 2 mol de oxígeno.
d) La combustión de 22,4 L de metano en c.n. produce 18 g de agua.

(O.Q.L. Murcia 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

a) Falso. De acuerdo con la estequiometría de la reacción se producen 2 mol de H_2O por cada mol de CH_4 que reacciona.

b) Falso. A partir de 32 g de CH_4 el volumen de CO_2, medido en c.n., que se obtiene es:

$$32 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16{,}0 \text{ g } CH_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CH_4} \cdot \frac{22{,}4 \text{ L } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 44{,}8 \text{ L } CO_2$$

c) **Verdadero**. A partir de 16 g de CH_4 el número de moles de O_2 que se consumen es:

$$16 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16{,}0 \text{ g } CH_4} \cdot \frac{2 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } CH_4} = 2 \text{ mol } O_2$$

d) Falso. A partir de 22,4 L de CH_4, medido en c.n., la masa de H_2O que se obtiene es:

$$22{,}4 \text{ L } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{22{,}4 \text{ L } CH_4} \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } CH_4} \cdot \frac{18{,}0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 36 \text{ g } H_2O$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.79. Dada la siguiente ecuación química ajustada:

$$3\ Ca(OH)_2(aq) + 2\ H_3PO_4(aq) \rightarrow Ca_3(PO_4)_2(s) + 6\ H_2O(l)$$

calcule los moles de fosfato de calcio formados mezclando 0,24 mol de hidróxido de calcio y 0,20 mol de ácido fosfórico:
a) 0,08 mol
b) 0,0090 mol
c) 0,100 mol
d) 0,600 mol

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2008)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es limitante de la reacción. La relación molar es:

$$\frac{0{,}24 \text{ mol } Ca(OH)_2}{0{,}20 \text{ mol } H_3PO_4} = 1{,}2$$

Como la relación molar obtenida es menor que 1,5 quiere decir que sobra H_3PO_4, por lo que $Ca(OH)_2$ es el reactivo limitante que determina la cantidad de $Ca_3(PO_4)_2$ que se forma.

$$0{,}24\ \text{mol Ca(OH)}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{3\ \text{mol Ca(OH)}_2} = 0{,}080\ \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.80. ¿Qué masa de H_2O se produce en la reacción de 4,16 g de H_2 con un exceso de O_2?
a) 36, 4 g
b) 39,3 g
c) 37,4 g
d) 32,0 g

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

La ecuación química correspondiente a la formación del agua es:

$$2\ \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\ \text{H}_2\text{O(l)}$$

Relacionando H_2 con H_2O:

$$4{,}16\ \text{g H}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2}{2{,}0\ \text{g H}_2} \cdot \frac{2\ \text{mol H}_2\text{O}}{2\ \text{mol H}_2} \cdot \frac{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} = 37{,}4\ \text{g H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.81. Se quiere valorar una disolución de hidróxido de sodio con otra de ácido sulfúrico 0,25 M. Si se toman 15,00 mL de la disolución de la base y se consumen 12,00 mL de la disolución ácida. ¿Cuál será la molaridad de la disolución de hidróxido de sodio?
a) 0,60 M
b) 0,80 M
c) 0,20 M
d) 0,40 M

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización es:

$$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\ \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\ \text{H}_2\text{O(l)}$$

Relacionando H_2SO_4 con NaOH:

$$12{,}00\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 0{,}25\ \text{M} \cdot \frac{0{,}25\ \text{mmol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 0{,}25\ \text{M}} \cdot \frac{2\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol H}_2\text{SO}_4} = 6{,}0\ \text{mmol NaOH}$$

La molaridad de la disolución básica es:

$$\frac{6{,}0\ \text{mmol NaOH}}{15{,}00\ \text{mL disolución}} = 0{,}40\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.82. Complete la siguiente ecuación química e indique si se forma un precipitado:

$$\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{NO}_3^- + \text{K}^+ \rightarrow$$

a) $NaCl(s) + NO_3^- + K^+$
b) $NaNO_3(s) + K^+ + Cl^-$
c) $KCl(s) + NO_3^- + Na^+$
d) $KNO_3(s) + Na^+ + Cl^-$
e) No hay reacción.

(O.Q.N. Luarca 2005)

Se trata de iones procedentes de sustancias solubles que no reaccionan formando un precipitado.

La respuesta correcta es la **e**.

7.83. La combustión completa de una mezcla de 2,050 kg que contiene solamente propano, C_3H_8, y pentano, C_5H_{12}, produjo 6,210 kg de CO_2 y 3,175 kg de H_2O. ¿Cuál es el porcentaje de pentano, en masa, en esta muestra?
a) 10,4 %
b) 62,5 %
c) 37,5 %
d) 30,5 %
e) 85,0 %

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Galicia 2014)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de los hidrocarburos son:

$$C_3H_8(g) + 5\,O_2(g) \rightarrow 3\,CO_2(g) + 4\,H_2O(l)$$

$$C_5H_{12}(g) + 8\,O_2(g) \rightarrow 5\,CO_2(g) + 6\,H_2O(l)$$

Las cantidades de CO_2 y H_2O que se obtienen en la combustión son, respectivamente:

$$6{,}210\text{ kg }CO_2 \cdot \frac{10^3\text{ g }CO_2}{1\text{ kg }CO_2} \cdot \frac{1\text{ mol }CO_2}{44{,}0\text{ g }CO_2} = 141{,}1\text{ mol }CO_2$$

$$3{,}175\text{ kg }H_2O \cdot \frac{10^3\text{ g }H_2O}{1\text{ kg }H_2O} \cdot \frac{1\text{ mol }H_2O}{18{,}0\text{ g }H_2O} = 176{,}4\text{ mol }H_2O$$

Llamando x e y a los moles de C_3H_8 y C_5H_{12}, respectivamente, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\text{ mol }C_3H_8 \cdot \frac{3\text{ mol }CO_2}{1\text{ mol }C_3H_8} + y\text{ mol }C_5H_{12} \cdot \frac{5\text{ mol }CO_2}{1\text{ mol }C_5H_{12}} = 141{,}1\text{ mol }CO_2$$

$$x\text{ mol }C_3H_8 \cdot \frac{4\text{ mol }H_2O}{1\text{ mol }C_3H_8} + y\text{ mol }C_5H_{12} \cdot \frac{6\text{ mol }H_2O}{1\text{ mol }C_5H_{12}} = 176{,}4\text{ mol }H_2O$$

Resolviendo el sistema se obtiene, $y = 17{,}70$ mol C_5H_{12}, con lo que el porcentaje en masa de este compuesto en la mezcla es:

$$\frac{17{,}70\text{ mol }C_5H_{12}}{2{,}050\text{ kg mezcla}} \cdot \frac{72{,}0\text{ g }C_5H_{12}}{1\text{ mol }C_5H_{12}} \cdot \frac{1\text{ kg mezcla}}{10^3\text{ g mezcla}} \cdot 100 = 62{,}3\ \%\ C_5H_{12}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Con los datos propuestos en Luarca 2005 se llega a un resultado absurdo).

7.84. Cuando la dureza del agua se debe al ion calcio, el proceso de "ablandamiento" se puede representar mediante la reacción:

$$Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow CaCO_3(s)$$

¿Cuál es la masa de carbonato de sodio necesaria para eliminar prácticamente todo el Ca^{2+} presente en 750 mL de una disolución que contiene 86,0 mg de ion Ca^{2+} por litro?
a) 171 mg
b) 65 mg
c) 57 mg
d) 41 mg
e) 35 mg

(O.Q.N. Luarca 2005)

La ecuación química correspondiente a la sustitución de los iones Ca^{2+} es:

$$Ca^{2+}(aq) + Na_2CO_3(aq) \rightarrow 2\,Na^+(aq) + CaCO_3(s)$$

La cantidad de Ca^{2+} a eliminar del agua es:

$$750\ \text{mL agua} \cdot \frac{1\ \text{L agua}}{10^3\ \text{mL agua}} \cdot \frac{86,0\ \text{mg}\ Ca^{2+}}{1\ \text{L agua}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Ca^{2+}}{40,1\ \text{mg}\ Ca^{2+}} = 1,61\ \text{mmol}\ Ca^{2+}$$

Relacionado Ca^{2+} con Na_2CO_3:

$$1,61\ \text{mmol}\ Ca^{2+} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Na_2CO_3}{1\ \text{mmol}\ Ca^{2+}} \cdot \frac{106,0\ \text{mg}\ Na_2CO_3}{1\ \text{mmol}\ Na_2CO_3} = 171\ \text{mg}\ Na_2CO_3$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.85. Se disolvió una muestra de óxido de magnesio en 50,0 mL de ácido clorhídrico 0,183 M y el exceso de ácido se valoró hasta el punto final con 13,4 mL de hidróxido de sodio 0,105 M y utilizando fenolftaleína como indicador. ¿Cuál es la masa de la muestra de óxido de magnesio?
a) 209 mg
b) 184 mg
c) 156 mg
d) 104 mg
e) 77,8 mg

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Galicia 2015)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones del HCl con NaOH y MgO son, respectivamente:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

$$2\ HCl(aq) + MgO(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2O(l)$$

▪ La cantidad total de HCl es:

$$50,0\ \text{mL HCl}\ 0,183\ \text{M} \cdot \frac{0,183\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl}\ 0,183\ \text{M}} = 9,15\ \text{mmol HCl}$$

▪ La cantidad total de HCl neutralizado con NaOH es:

$$14,3\ \text{mL NaOH}\ 0,105\ \text{M} \cdot \frac{0,105\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH}\ 0,105\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mmol NaOH}} = 1,50\ \text{mmol mol HCl}$$

▪ La cantidad total de HCl neutralizado con MgO es:

$$9,15\ \text{mmol HCl (total)} - 1,50\ \text{mmol HCl (con NaOH)} = 7,65\ \text{mmol HCl (con MgO)}$$

Relacionando HCl con MgO:

$$7,65\ \text{mmol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mmol MgO}}{2\ \text{mmol HCl}} \cdot \frac{40,3\ \text{mg MgO}}{1\ \text{mmol MgO}} = 154\ \text{mg MgO}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En Galicia 2015 se cambian las cantidades).

7.86. Puesto que la masa atómica del carbono es 12 y la del oxígeno es 16, la masa de dióxido de carbono producida en la combustión de 32 g de metano será:
a) 88 g
b) 28 g
c) 64 g
d) 44 g

(O.Q.L. Murcia 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando CH_4 con CO_2:

$$32\ g\ CH_4 \cdot \frac{1\ mol\ CH_4}{16{,}0\ mol\ CH_4} \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ CH_4} \cdot \frac{44{,}0\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 88\ g\ CO_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.87. El gas que se desprende al mezclar carburo de calcio con agua es:
a) Oxígeno
b) Acetileno
c) Hidrógeno
d) Monóxido de carbono

(O.Q.L. Murcia 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CaC_2 y H_2O es:

$$CaC_2(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow C_2H_2(g) + Ca(OH)_2(aq)$$

El gas es el acetileno, C_2H_2.

La respuesta correcta es la **b**.

7.88. Puesto que la masa molecular del carbonato de calcio es 100, para la reacción completa de 100 g de este compuesto con ácido clorhídrico se requiere:
a) Un litro de disolución 1 M.
b) 0,5 litros de disolución 0,333 M.
c) 2 litros de disolución 1 M.
d) 0,333 litros de disolución 0,5 M.

(O.Q.L. Murcia 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $CaCO_3$ y HCl es:

$$CaCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Relacionando $CaCO_3$ con HCl:

$$100\ g\ CaCO_3 \cdot \frac{1\ mol\ CaCO_3}{100{,}1\ g\ CaCO_3} \cdot \frac{2\ mol\ HCl}{1\ mol\ CaCO_3} = 2{,}00\ mol\ HCl$$

El número de moles de HCl contenidos en las disoluciones dadas es:

a) Falso. Disolución 1 M:

$$1\ L\ HCl\ 1\ M \cdot \frac{1\ mol\ HCl}{1\ L\ HCl\ 1\ M} = 1\ mol\ HCl$$

b) Falso. Disolución 0,333 M:

$$0{,}5\ L\ HCl\ 0{,}333\ M \cdot \frac{0{,}333\ mol\ HCl}{1\ L\ HCl\ 0{,}333\ M} = 0{,}166\ mol\ HCl$$

c) **Verdadero**. Disolución 2 M:

$$2\ L\ HCl\ 1\ M \cdot \frac{1\ mol\ HCl}{1\ L\ HCl\ 1\ M} = 2\ mol\ HCl$$

d) Falso. Disolución 0,5 M:

$$0{,}333 \text{ L HCl } 0{,}5 \text{ M} \cdot \frac{0{,}5 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0{,}5 \text{ M}} = 0{,}166 \text{ mol HCl}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.89. Indique la afirmación que le parece correcta:
a) La estequiometría es la parte de la Química que hace referencia a las proporciones en las que intervienen las sustancias en una reacción.
b) La estequiometría es la parte de la Química que hace referencia a las diferencias de volumen de los gases reales frente a los gases ideales.
c) Las reacciones químicas transcurren siempre mol a mol.
d) 100 g de un reactivo A siempre reaccionan con 100 g de un reactivo B, para formar 200 g de un producto C.
e) El rendimiento en una reacción química está comprendido entre 0 % y 100 %.
f) Las reacciones con rendimiento negativo se denominan inversas.
g) En una reacción siempre se obtiene el mismo número de productos diferentes que reactivos.
h) El reactivo limitante en una reacción química es el que primero se agota en un proceso químico.
i) La molaridad y la molalidad de una disolución siempre coinciden.

(O.Q.L. Castilla y León 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) **Verdadero**. La estequiometría es la parte de la Química que estudia la medida de las cantidades de sustancias que intervienen en una reacción química según propuso J. B. Richter en 1792.

b) Falso. Según se ha visto en el apartado anterior.

c) Falso. La estequiometría en una reacción química puede ser cualquiera, no tiene necesariamente que ser mol a mol.

d) Falso. De acuerdo con la ley de conservación de la masa, eso sería cierto si la estequiometría de la reacción química fuera mol a mol.

e) **Verdadero**. Existen multitud de factores en una reacción química responsables de que el rendimiento de la misma pueda tener cualquier valor.

f) Falso. La propuesta es absurda, el rendimiento no puede ser negativo.

g) Falso. El número de componentes de una reacción puede ser cualquiera.

h) **Verdadero**. El reactivo limitante es aquel que cuando se consume la reacción química se detiene.

i) Falso. Molaridad y molalidad no coinciden ya que en su expresión matemática hacen referencia a diferentes cantidades en el denominador.

Las respuestas correctas son **a, e,** y **h**.

(Las diferentes propuestas están repartidas entre las tres olimpiadas).

7.90. Calcule la cantidad de aire necesario para quemar 10 kg de carbón dando:

	i) CO	ii) CO_2
a)	i) 46,667 m^3	ii) 93,335 m^3
b)	i) 36,543 m^3	ii) 73,086 m^3
c)	i) 49,543 m^3	ii) 99,086 m^3
d)	i) 36,667 m^3	ii) 73,335 m^3

(Dato. Se supone que el aire contiene 1/5 de oxígeno)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

- La ecuación química correspondiente a la formación de CO a partir de C es:

$$2\ C(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ CO(g)$$

Suponiendo que el volumen se mide en condiciones normales y relacionando C con O_2 y con aire:

$$10\text{ kg C}\cdot\frac{10^3\text{ g C}}{1\text{ kg C}}\cdot\frac{1\text{ mol C}}{12{,}0\text{ g C}}\cdot\frac{1\text{ mol }O_2}{2\text{ mol C}}\cdot\frac{5\text{ mol aire}}{1\text{ mol }O_2}\cdot\frac{22{,}4\text{ L aire}}{1\text{ mol aire}}\cdot\frac{1\text{ m}^3\text{ aire}}{10^3\text{ L aire}}=46{,}7\text{ m}^3\text{ aire}$$

▪ La ecuación química correspondiente a la formación de CO_2 a partir de C es:

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$$

Suponiendo que el volumen se mide en condiciones normales y relacionando C con O_2 y con aire:

$$10\text{ kg C}\cdot\frac{10^3\text{ g C}}{1\text{ kg C}}\cdot\frac{1\text{ mol C}}{12{,}0\text{ g C}}\cdot\frac{1\text{ mol }O_2}{1\text{ mol C}}\cdot\frac{5\text{ mol aire}}{1\text{ mol }O_2}\cdot\frac{22{,}4\text{ L aire}}{1\text{ mol aire}}\cdot\frac{1\text{ m}^3\text{ aire}}{10^3\text{ L aire}}=93{,}3\text{ m}^3\text{ aire}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.91. Se necesita preparar 25,0 kg de disolución de amoníaco con un 35,0 % de NH_3. ¿Qué cantidad de sulfato de amonio se debe tomar para ello?
a) 30,0 kg
b) 34,0 kg
c) 25,0 kg
d) 38,0 kg

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

La masa de NH_3 necesaria para preparar la disolución es:

$$25{,}0\text{ kg }NH_3\ 35\ \%\cdot\frac{35{,}0\text{ kg }NH_3}{100\text{ kg }NH_3\ 35{,}0\ \%}\cdot\frac{10^3\text{ g }NH_3}{1\text{ kg }NH_3}\cdot\frac{1\text{ mol }NH_3}{17{,}0\text{ g }NH_3}=515\text{ mol }NH_3$$

La ecuación química correspondiente a la obtención de NH_3 a partir de $(NH_4)_2SO_4$ es:

$$(NH_4)_2SO_4(s) \rightarrow 2\ NH_3(g)$$

Relacionando NH_3 con $(NH_4)_2SO_4$:

$$515\text{ mol }NH_3\cdot\frac{1\text{ mol }(NH_4)_2SO_4}{2\text{ mol }NH_3}\cdot\frac{132{,}0\text{ g }(NH_4)_2SO_4}{1\text{ mol }(NH_4)_2SO_4}\cdot\frac{1\text{ kg }(NH_4)_2SO_4}{10^3\text{ g }(NH_4)_2SO_4}=34{,}0\text{ kg }(NH_4)_2SO_4$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.92. El gas, que disuelto en agua, produce la lluvia ácida que tanto daño ocasiona al medio ambiente es:
a) Hidrógeno
b) Nitrógeno
c) Dióxido de azufre
d) Dióxido de carbono

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la reacciones de formación de la lluvia ácida a partir del SO_2 son:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$$

$$SO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_3(aq)$$

$$SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(aq)$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.93. El nitrato de amonio, NH_4NO_3, (masa molar 80,0 g mol^{-1}) se descompone sobre los 177 °C, produciendo el gas N_2O (anestésico y propelente) y vapor de agua. En un ensayo de laboratorio se trabajó con 36,4 g de NH_4NO_3, químicamente puro, a 255 °C en un recipiente de 5,00 L, por lo que al final se obtuvo:
a) 0,455 mol de gas.
b) 3 mol de gas.
c) 0,910 mol de gas.
d) 1,365 mol de gas.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición térmica del NH_4NO_3 es:

$$NH_4NO_3(s) \rightarrow N_2O(g) + 2\,H_2O(g)$$

Relacionando NH_4NO_3 con la cantidad de gas desprendido:

$$36{,}4\text{ g } NH_4NO_3 \cdot \frac{1\text{ mol } NH_4NO_3}{80{,}0\text{ g } NH_4NO_3} \cdot \frac{3\text{ mol gas}}{1\text{ mol } NH_4NO_3} = 1{,}37\text{ mol gas}$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.94. En la combustión de la gasolina, C_8H_{18}, se obtienen 18 mol de agua si se utilizan:
a) 1 mol de C_8H_{18} y 30 mol de O_2
b) 2 mol de C_8H_{18} y 30 mol de O_2
c) 2 mol de C_8H_{18} y 25 mol de O_2
d) 1 mol de C_8H_{18} y 25 mol de O_2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del C_8H_{18} proporciona las cantidades de reactivos para obtener 18 mol de agua:

$$2\,C_8H_{18}(l) + 25\,O_2(g) \rightarrow 16\,CO_2(g) + 18\,H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.95. Ajuste la ecuación siguiente:

$$w\,C_3H_8 + x\,O_2 \rightarrow y\,CO_2 + z\,H_2O$$

a) $w = 1, x = 1, y = 1, z = 1$
b) $w = 1, x = 5, y = 3, z = 4$
c) $w = 2, x = 5, y = 3, z = 4$
d) $w = 1, x = 5, y = 1, z = 4$
e) $w = 1, x = 1, y = 3, z = 1$

(O.Q.L. Extremadura 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del propano es:

$$C_3H_8(g) + 5\,O_2(g) \rightarrow 3\,CO_2(g) + 4\,H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.96. Determine el reactivo limitante cuando se hacen reaccionar 4,0 mol de H_2 con 2,0 mol de nitrógeno.

$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

a) Hidrógeno
b) Nitrógeno
c) Amoníaco
d) Hidrógeno y nitrógeno.
e) No hay ningún reactivo limitante.

(O.Q.L. Extremadura 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la formación de NH_3 es:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$$

La relación molar es:

$$\frac{4\ mol\ H_2}{2\ mol\ N_2} = 2$$

Como la relación molar es menor que 3 quiere decir que sobra N_2, por lo que H_2 es el reactivo limitante.

La respuesta correcta es la **a**.

7.97. El azobenceno es un producto industrial, intermedio en la preparación de tintes, que se obtiene mediante la siguiente reacción entre nitrobenceno ($\rho = 1,20$ g mL^{-1}) y trietilenglicol ($\rho = 1,12$ g mL^{-1}):

$$2\ C_6H_5NO_2 + 4\ C_6H_{14}O_4 \rightarrow (C_6H_5N)_2 + 4\ C_6H_{12}O_4 + 4\ H_2O$$

Cuando se hacen reaccionar 0,250 L de cada uno de los dos reactivos:
a) El nitrobenceno se encuentra en exceso.
b) Se forman 1,68 mol de azobenceno.
c) Se forman 2,44 mol de H_2O.
d) Reaccionan 2,44 mol de nitrobenceno.
e) No hay reactivo limitante.

(O.Q.N. Vigo 2006)

Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$0,250\ L\ C_6H_5NO_2 \cdot \frac{10^3\ mL\ C_6H_5NO_2}{1\ L\ C_6H_5NO_2} \cdot \frac{1,20\ g\ C_6H_5NO_2}{1\ mL\ C_6H_5NO_2} \cdot \frac{1\ mol\ C_6H_5NO_2}{123,0\ g\ C_6H_5NO_2} = 2,44\ mol\ C_6H_5NO_2$$

$$0,250\ L\ C_6H_{14}O_4 \cdot \frac{10^3\ mL\ C_6H_{14}O_4}{1\ L\ C_6H_{14}O_4} \cdot \frac{1,12\ g\ C_6H_{14}O_4}{1\ mL\ C_6H_{14}O_4} \cdot \frac{1\ mol\ C_6H_{14}O_4}{150,0\ g\ C_6H_{14}O_4} = 1,87\ mol\ C_6H_{14}O_4$$

a) **Verdadero**.

La relación molar es:

$$\frac{1,87\ mol\ C_6H_{14}O_4}{2,44\ mol\ C_6H_5NO_2} = 0,766$$

Como la relación molar obtenida es menor que 2 quiere decir que el nitrobenceno, $C_6H_5NO_2$, se encuentra en exceso, por lo que $C_6H_{14}O_4$ es el reactivo limitante que determina la cantidad de producto formado.

b) Falso. Relacionando $C_6H_{14}O_4$ con $(C_6H_5N)_2$:

$$1,87\ mol\ C_6H_{14}O_4 \cdot \frac{1\ mol\ (C_6H_5N)_2}{4\ mol\ C_6H_{14}O_4} = 0,47\ mol\ (C_6H_5N)_2$$

c) Falso. Relacionando $C_6H_{14}O_4$ con H_2O:

$$1,87\ mol\ C_6H_{14}O_4 \cdot \frac{4\ mol\ H_2O}{4\ mol\ C_6H_{14}O_4} = 1,87\ mol\ H_2O$$

d) Falso. Relacionando $C_6H_{14}O_4$ con $C_6H_5NO_2$:

$$1,87\ mol\ C_6H_{14}O_4 \cdot \frac{2\ mol\ C_6H_5NO_2}{4\ mol\ C_6H_{14}O_4} = 0,935\ mol\ C_6H_5NO_2$$

e) Falso. Tal como se ha demostrado en el apartado a).

La respuesta correcta es la **a**.

7.98. Se valora una muestra de 4,5 g de sangre con 10,5 mL de $K_2Cr_2O_7$ 0,0400 M para determinar el contenido de alcohol de acuerdo con la siguiente reacción:

$$16\ H^+ + 2\ Cr_2O_7^{2-} + C_2H_5OH \rightarrow 4\ Cr^{3+} + 11\ H_2O + 2\ CO_2$$

¿Cuál es el contenido de alcohol en sangre expresado en porcentaje en masa?

a) 0,43 %
b) 0,21 %
c) 0,090 %
d) 0,35 %
e) 0,046 %

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Córdoba 2010) (O.Q.L. Madrid 2011)

Relacionando $K_2Cr_2O_7$ con C_2H_5OH:

$$10{,}5\ \text{mL}\ K_2Cr_2O_7\ 0{,}04\ \text{M} \cdot \frac{0{,}0400\ \text{mmol}\ K_2Cr_2O_7}{1\ \text{mL}\ K_2Cr_2O_7\ 0{,}04\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ C_2H_5OH}{2\ \text{mmol}\ K_2Cr_2O_7} = 0{,}210\ \text{mmol}\ C_2H_5OH$$

La masa de C_2H_5OH que ha reaccionado es

$$0{,}210\ \text{mmol}\ C_2H_5OH \cdot \frac{46{,}0\ \text{mg}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mmol}\ C_2H_5OH} \cdot \frac{1\ \text{g}\ C_2H_5OH}{10^3\ \text{mg}\ C_2H_5OH} = 9{,}66 \cdot 10^{-3}\ \text{g}\ C_2H_5OH$$

El porcentaje de C_2H_5OH en sangre es:

$$\frac{9{,}66 \cdot 10^{-3}\ \text{g}\ C_2H_5OH}{4{,}5\ \text{g sangre}} \cdot 100 = 0{,}21\ \%\ C_2H_5OH$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.99. Se utiliza una disolución de HNO_3 0,300 M para valorar 25,0 mL de disolución $Ba(OH)_2$ 0,250 M. ¿Cuántos mL de la disolución del ácido son necesarios?

a) 41,7 mL
b) 20,8 mL
c) 3,75 mL
d) 10,4 mL

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización es:

$$2\ HNO_3(aq) + Ba(OH)_2(aq) \rightarrow Ba(NO_3)_2(aq) + 2\ H_2O(l)$$

La cantidad de $Ba(OH)_2$ neutralizado es:

$$25{,}0\ \text{mL}\ Ba(OH)_2\ 0{,}250\ \text{M} \cdot \frac{0{,}250\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2}{1\ \text{mL}\ Ba(OH)_2\ 0{,}25\ \text{M}} = 6{,}25\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2$$

Relacionando $Ba(OH)_2$ con HNO_3:

$$6{,}25\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2 \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ HNO_3}{1\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mL}\ HNO_3\ 0{,}3\ \text{M}}{0{,}300\ \text{mmol}\ HNO_3} = 41{,}7\ \text{mL}\ HNO_3\ 0{,}300\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.100. Indique cuál de las siguientes reacciones no es correcta:
a) $CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow Ca(HCO_3)_2$
b) $H_2SO_4 + CaO \rightarrow SO_2 + Ca(OH)_2 + H_2O$
c) $Ca_3N_2 + H_2O \rightarrow NH_3 + Ca(OH)_2$
d) $NaCl + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + NO + H_2O + Cl_2$

(O.Q.L. Madrid 2006)

a) Correcta. Se trata de la reacción inversa de la de descomposición térmica del bicarbonato de calcio.

b) **Incorrecta.** En esta reacción el H_2SO_4 se reduce a SO_2 mientras que no hay ninguna sustancia que se oxide.

c) Correcta. Se trata de una reacción ácido-base entre el ion nitruro que capta protones (base) y el agua que los cede (ácido).

d) Correcta. Se trata de una reacción de oxidación-reducción en la que el HNO_3 (oxidante) se reduce a NO, y el Cl^- (reductor) que se oxida a Cl_2.

La respuesta correcta es la **b**.

7.101. ¿Cuál de los siguientes óxidos produce ácido nítrico cuando reacciona con agua?
a) NO
b) NO_2
c) N_2O_5
d) N_2O

(O.Q.L. Madrid 2006)

La ecuación química correspondiente a la reacción de N_2O_5 con H_2O es:

$$N_2O_5(g) + H_2O(l) \rightarrow 2\ HNO_3(aq)$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.102. Cuando se mezclan disoluciones de NaOH y $Cu(NO_3)_2$, ¿qué volumen de disolución de $Cu(NO_3)_2$ 0,500 M se necesita para obtener 3,00 g de $Cu(OH)_2$ sólido?
a) 48,6 mL
b) 24,3 mL
c) 30,8 mL
d) 61,5 mL

(O.Q.L. Madrid 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

$$Cu(NO_3)_2(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Cu(OH)_2(s) + 2\ NaNO_3(aq)$$

Relacionando $Cu(OH)_2$ con $Cu(NO_3)_2$:

$$3{,}00\ g\ Cu(OH)_2 \cdot \frac{1\ mol\ Cu(OH)_2}{97{,}5\ g\ Cu(OH)_2} \cdot \frac{1\ mol\ Cu(NO_3)_2}{1\ mol\ Cu(OH)_2} = 0{,}0308\ mol\ Cu(NO_3)_2$$

Como se dispone de disolución 0,500 M:

$$0{,}0308\ mol\ Cu(NO_3)_2 \cdot \frac{10^3\ mL\ Cu(NO_3)_2\ 0{,}500\ M}{0{,}500\ mol\ Cu(NO_3)_2} = 61{,}5\ mL\ Cu(NO_3)_2\ 0{,}500\ M$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.103. Una disolución constituida por 3,00 mol de HNO_3 y 2,00 mol de KOH, y agua suficiente hasta formar 800 mL de disolución, tendrá una concentración molar de iones:
a) $[H^+] = 0$ $[NO_3^-] = [K^+] = 7 \cdot 10^{-4}$ M
b) $[H^+] = 0$ $[NO_3^-] = [K^+] = 2{,}50$ M
c) $[H^+] = 1{,}25$ M $[NO_3^-] = 3{,}75$ M $[K^+] = 2{,}50$ M
d) $[H^+] = 1{,}25$ M $[NO_3^-] = [K^+] = 2{,}50$ M

(O.Q.L. Asturias 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HNO_3 y KOH es:

$$HNO_3(aq) + KOH(aq) \rightarrow KNO_3(aq) + H_2O(l)$$

Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

La relación molar obtenida, HNO_3/KOH es mayor que 1, esto quiere decir que sobra HNO_3 y que el KOH es el reactivo limitante que determina la cantidad de KNO_3 que se forma.

Relacionando KOH con HNO_3 :

$$2{,}00 \text{ mol KOH} \cdot \frac{1 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ mol KOH}} = 2{,}00 \text{ mol } HNO_3$$

$$3{,}00 \text{ mol } HNO_3 \text{ (inicial)} - 2{,}00 \text{ mol } HNO_3 \text{ (gastado)} = 1{,}00 \text{ mol } HNO_3 \text{ (sobrante)}$$

$$2{,}00 \text{ mol KOH} \cdot \frac{1 \text{ mol } KNO_3}{1 \text{ mol KOH}} = 2{,}00 \text{ mol } KNO_3$$

Tanto HNO_3 como KNO_3 son electrólitos fuertes que en disolución acuosa se encuentran completamente disociados en iones:

$$HNO_3(aq) \rightarrow H^+(aq) + NO_3^-(aq) \qquad KNO_3(aq) \rightarrow K^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

Las concentraciones molares de todas las especies iónicas resultantes de la reacción son:

$$[H^+] = \frac{1{,}00 \text{ mol } HNO_3}{800 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H^+}{1 \text{ mol } HNO_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 1{,}25 \text{ M}$$

$$[K^+] = \frac{2{,}00 \text{ mol } KNO_3}{800 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } K^+}{1 \text{ mol } KNO_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 2{,}50 \text{ M}$$

$$[NO_3^-] = \frac{1{,}00 \text{ mol } HNO_3}{800 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } NO_3^-}{1 \text{ mol } HNO_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} +$$

$$+ \frac{2{,}00 \text{ mol } KNO_3}{800 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } NO_3^-}{1 \text{ mol } KNO_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 3{,}75 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.104. Se quema con una cerilla un poco de alcohol en un plato hasta que no quede nada de líquido. Indique cuál de las siguientes proposiciones es la correcta:
a) Los gases obtenidos continúan siendo alcohol, pero en estado gaseoso.
b) El alcohol es una mezcla de sustancias que se separan cuando pasa a vapor.
c) Los gases obtenidos son sustancias diferentes al alcohol que resultan de la combinación de este con el oxígeno del aire.
d) El alcohol al quemarse desaparece, transformándose en energía, ya que aumenta la temperatura.

(O.Q.L. Asturias 2006)

Suponiendo que el alcohol fuera el etanol, C_2H_5OH, la ecuación química ajustada correspondiente a su combustión sería:

$$C_2H_5OH(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

Como se observa, las sustancias que se obtienen, $CO_2(g)$ y $H_2O(g)$, son diferentes a las iniciales, y son el resultado de la reacción del O_2 atmosférico con el etanol.

La respuesta correcta es la **c**.

7.105. ¿Cuántos mL de H_2SO_4 0,10 M pueden neutralizarse con 40 mL de NaOH 0,10 M?
a) 20 mL
b) 40 mL
c) 10 mL
d) 80 mL

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y H_2SO_4 es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

La cantidad de NaOH a neutralizar es:

$$40\ \text{mL NaOH 0,10 M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,10 M}} = 4\ \text{mmol NaOH}$$

Relacionando NaOH y disolución de H_2SO_4:

$$4\ \text{mmol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ H_2SO_4}{2\ \text{mmol NaOH}} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M}}{0{,}10\ \text{mmol}\ H_2SO_4} = 20\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.106. De las siguientes afirmaciones, señale la correcta:
a) El reactivo limitante en una reacción química es siempre el que está en fase sólida.
b) La molaridad y la molalidad no coinciden.
c) 100 g de un reactivo A siempre reaccionan con 100 g de un reactivo B, para formar 200 g de un producto C.
d) El rendimiento de una reacción está relacionado con los beneficios económicos obtenidos de los productos de la reacción.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

a) Falso. El estado de agregación de una sustancia no tiene nada que ver con que sea el reactivo limitante de una reacción.

b) **Verdadero**. Molaridad y molalidad no coinciden, ya que en su expresión matemática hacen referencia a diferentes cantidades en el denominador.

c) Falso. La ley de conservación de la masa siempre se cumple, pero hay que tener en cuenta la estequiometría de la reacción.

d) Falso. El rendimiento de una reacción está relacionado con las cantidades de producto obtenido real y de producto que se debía haber obtenido teóricamente. Depende de múltiples factores: condiciones de presión y temperatura, estado de los reactivos, tipo de reactor, etc.

La respuesta correcta es la **b**.

7.107. El CO_2 que los astronautas exhalan al respirar se extrae de la atmósfera de la nave espacial por reacción con KOH según:

$$CO_2(g) + 2\ KOH(aq) \rightarrow K_2CO_3(aq) + H_2O(l)$$

¿Cuántos kg de CO_2 se pueden extraer con 1,00 kg de KOH?
a) 0,393 kg
b) 0,786 kg
c) 0,636 kg
d) 0,500 kg

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Madrid 2012)

Relacionando KOH con CO_2:

$$1{,}00\ \text{kg KOH} \cdot \frac{10^3\ \text{g KOH}}{1\ \text{kg KOH}} \cdot \frac{1\ \text{mol KOH}}{56{,}1\ \text{g KOH}} \cdot \frac{1\ \text{mol } CO_2}{2\ \text{mol KOH}} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g } CO_2}{1\ \text{mol } CO_2} \cdot \frac{1\ \text{kg } CO_2}{10^3\ \text{g } CO_2} = 0{,}392\ \text{kg } CO_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.108. Cuando se mezclan agua y carburo de calcio:
a) Se produce un destello luminoso.
b) Se desprende un gas.
c) Se origina una disolución verde manzana.
d) No pasa nada porque el carburo de calcio flota.

(O.Q.L. Murcia 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CaC_2 y H_2O es:

$$CaC_2(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow C_2H_2(g) + Ca(OH)_2(aq)$$

El gas que se desprende es el acetileno, C_2H_2.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2005).

7.109. La cantidad de blenda, ZnS, de una riqueza del 72,0 % que hace falta para obtener 2 toneladas de ácido sulfúrico del 90,0 %, sabiendo que en el proceso de tostación:

$$2\ ZnS + 3\ O_2 \rightarrow 2\ ZnO + 2\ SO_2$$

$$2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$$

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

hay un 40,0 % de pérdidas de azufre en forma de SO_2, es:
a) 3,54 toneladas
b) 5,56 toneladas
c) 4,12 toneladas
d) 3,83 toneladas
e) 4,90 toneladas

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La cantidad de H_2SO_4 a producir es:

$$2{,}00\ \text{t } H_2SO_4\ 90{,}0\ \% \cdot \frac{10^6\ \text{g } H_2SO_4\ 90{,}0\ \%}{1\ \text{t } H_2SO_4\ 90{,}0\ \%} \cdot \frac{90{,}0\ \text{g } H_2SO_4}{100\ \text{g } H_2SO_4\ 90{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g } H_2SO_4} = 1{,}84 \cdot 10^4\ \text{mol } H_2SO_4$$

Relacionando H_2SO_4 con ZnS y con blenda:

$$1{,}84 \cdot 10^4\ \text{mol } H_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol ZnS}}{1\ \text{mol } H_2SO_4} \cdot \frac{97{,}4\ \text{g ZnS}}{1\ \text{mol ZnS}} \cdot \frac{100\ \text{g blenda}}{72{,}0\ \text{g ZnS}} \cdot \frac{1\ \text{t blenda}}{10^6\ \text{g blenda}} = 2{,}49\ \text{t blenda}$$

Como existen unas pérdidas del 40,0 %, el rendimiento del proceso es el 60,0 %:

$$2{,}49\ \text{t blenda}\cdot\frac{100\ \text{t blenda (teórico)}}{60{,}0\ \text{t blenda (real)}}=4{,}15\ \text{t blenda}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.110. Tras mezclar carbonato de calcio y agua destilada y agitar, se observa:
a) Una disolución anaranjada (naranja de Cassius).
b) Que se desprende un gas incoloro no inflamable.
c) El desprendimiento de humos blancos densos.
d) Que se deposita un sólido blanco en el fondo del recipiente.

(O.Q.L. Murcia 2007)

No se produce ningún tipo de reacción por lo que hay que descartar la aparición de color y el desprendimiento de gases.

El carbonato de calcio es insoluble en agua y tal como se mezcla con esta y se agita, aparece turbidez que desparece con el tiempo al depositarse el sólido de color blanco en el fondo del recipiente.

La respuesta correcta es la **d**.

7.111. Indique cuál de las siguientes disoluciones neutralizará exactamente 25 mL de una disolución 1,0 M de hidróxido de sodio:
a) 20 mL de ácido clorhídrico 2,0 M
b) 30 mL de ácido acético 1,5 M
c) 15 mL de ácido nítrico 2,5 M
d) 10 mL de ácido sulfúrico 1,25 M

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La cantidad de NaOH a neutralizar es:

$$25\ \text{mL NaOH 1,0 M}\cdot\frac{1{,}0\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 1,0 M}}=25\ \text{mmol NaOH}$$

a) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y HCl es:

$$HCl(aq)+NaOH(aq)\rightarrow NaCl(aq)+H_2O(l)$$

Relacionando NaOH y disolución de HCl:

$$25\ \text{mmol NaOH}\cdot\frac{1\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mmol NaOH}}\cdot\frac{1\ \text{mL HCl 2,0 M}}{2{,}0\ \text{mmol HCl}}=13\ \text{mL HCl 2,0 M}$$

b) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y CH_3COOH es:

$$CH_3COOH(aq)+NaOH(aq)\rightarrow CH_3COONa(aq)+H_2O(l)$$

Relacionando NaOH y disolución de CH_3COOH:

$$25\ \text{mmol NaOH}\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mmol NaOH}}\cdot\frac{1\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 1{,}5\ \text{M}}{1{,}5\ \text{mmol}\ CH_3COOH}=17\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 1{,}5\ \text{M}$$

c) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y HNO_3 es:

$$HNO_3(aq)+NaOH(aq)\rightarrow NaNO_3(aq)+H_2O(l)$$

Relacionando NaOH y disolución de HNO_3:

$$25 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mmol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ 2,5 M}}{2{,}5 \text{ mmol HNO}_3} = 10 \text{ mL HNO}_3 \text{ 2,5 M}$$

d) **Verdadero**. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y H_2SO_4 es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando NaOH y disolución de H_2SO_4:

$$25 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mmol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 1,25 M}}{1{,}25 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 10 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 1,25 M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.112. En la reacción, a temperatura ambiente:

$$CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?
a) Un mol de $CaCO_3$ produce un mol de H_2O.
b) Se producen 22,4 L de H_2O por mol de $CaCO_3$.
c) El oxígeno se reduce.
d) El hidrógeno se oxida.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la estequiometría de la reacción.

b) Falso. A temperatura ambiente el H_2O que se forma es líquida.

c-d) Falso. Se trata de una reacción ácido-base, en la que el HCl es el ácido y el CO_3^{2-} es la base.

La respuesta correcta es la **a**.

7.113. Se disuelve una muestra de lentejas de sosa, NaOH, en 500,0 mL de H_2O. Se valora una porción de 100,0 mL de esta disolución y se necesitan 16,5 mL de HCl 0,0500 M para alcanzar el punto de equivalencia. ¿Cuántos moles de NaOH había presentes en la disolución inicial?
a) $4{,}125 \cdot 10^{-3}$ mol
b) $8{,}25 \cdot 10^{-3}$ mol
c) 0,825 mol
d) 0,4125 mol

(O.Q.L. Madrid 2007)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

Relacionando HCl con NaOH:

$$16{,}5 \text{ mL HCl 0,0500 M} \cdot \frac{0{,}0500 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl 0,0500 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HCl}} = 0{,}825 \text{ mmol NaOH}$$

Suponiendo que al disolver el NaOH no se produce variación apreciable de volumen y relacionando la cantidad de NaOH contenida en la aliquota con la que contiene toda la disolución:

$$500{,}0 \text{ mL NaOH} \cdot \frac{0{,}825 \text{ mmol NaOH}}{\text{aliquota}} \cdot \frac{\text{aliquota}}{100{,}0 \text{ mL NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mmol NaOH}} = 4{,}13 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.114. Señale cuáles son los productos de reacción entre hidrogenocarbonato de calcio y ácido clorhídrico:
a) $CaCl_2 + H_2CO_3 + Cl_2$
b) $CaCl_2 + H_2O + CO$
c) $CaCl_2 + H_2O + CO_2 + H_2$
d) $CaCl_2 + H_2O + CO_2$

(O.Q.L. Madrid 2007)

Se trata de una reacción ácido-base entre el ácido clorhídrico y el hidrogenocarbonato de calcio, $Ca(HCO_3)_2$, que se comporta como base.

Estas reacciones son de doble desplazamiento por lo que se formarán cloruro de calcio y ácido carbónico. El ácido carbónico es un ácido inestable que se descompone en dióxido de carbono y agua. La ecuación química ajustada es:

$$2\ HCl(aq) + Ca(HCO_3)_2(s) \rightarrow CaCl_2(aq) + 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.115. Si se quema por completo una tonelada de las siguientes sustancias, ¿cuál emite menos dióxido de carbono a la atmósfera?
a) Metano
b) Carbón con una riqueza del 65 %
c) Etanol
d) Acetileno
e) Benceno

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Madrid 2014)

a) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano, CH_4, es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando el combustible con el CO_2 producido:

$$1{,}0\ t\ CH_4 \cdot \frac{10^6\ g\ CH_4}{1\ t\ CH_4} \cdot \frac{1\ mol\ CH_4}{16{,}0\ g\ CH_4} \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ CH_4} = 6{,}3 \cdot 10^4\ mol\ CO_2$$

b) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del carbón, C, es:

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$$

Relacionando el combustible con el CO_2 producido:

$$1{,}0\ t\ carbón \cdot \frac{65\ t\ C}{100\ t\ carbón} \cdot \frac{10^6\ g\ C}{1\ t\ C} \cdot \frac{1\ mol\ C}{12{,}0\ g\ C} \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C} = 5{,}4 \cdot 10^4\ mol\ CO_2$$

c) **Verdadero**. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del etanol, C_2H_5OH, es:

$$C_2H_5OH(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

Relacionando el combustible con el CO_2 producido:

$$1{,}0\ t\ C_2H_5OH \cdot \frac{10^6\ g\ C_2H_5OH}{1\ t\ C_2H_5OH} \cdot \frac{1\ mol\ C_2H_5OH}{46{,}0\ g\ C_2H_5OH} \cdot \frac{2\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_2H_5OH} = 4{,}4 \cdot 10^4\ mol\ CO_2$$

d) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del acetileno, C_2H_2, es:

$$2\ C_2H_2(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando el combustible con el CO_2 producido:

$$1{,}0 \text{ t } C_2H_2 \cdot \frac{10^6 \text{ g } C_2H_2}{1 \text{ t } C_2H_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{26{,}0 \text{ g } C_2H_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_2H_2} = 7{,}7 \cdot 10^4 \text{ mol } CO_2$$

e) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del benceno, C_6H_6, es:

$$2\ C_6H_6(l) + 15\ O_2(g) \rightarrow 12\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l)$$

Relacionando el combustible con el CO_2 producido:

$$1{,}0 \text{ t } C_6H_6 \cdot \frac{10^6 \text{ g } C_6H_6}{1 \text{ t } C_6H_6} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78{,}0 \text{ g } C_6H_6} \cdot \frac{6 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_6H_6} = 7{,}7 \cdot 10^4 \text{ mol } CO_2$$

De las sustancias propuestas la que emite menos CO_2 en su combustión es el etanol.

La respuesta correcta es la **c**.

7.116. Si 6,4 g de azufre reaccionan con 11,2 g de hierro para formar 17,6 g de sulfuro de hierro(II), ¿qué cantidad de FeS se formará a partir de 50,0 g de hierro y 50,0 g de azufre?
a) 100 g
b) 87,6 g
c) 137,2 g
d) 78,6 g

(O.Q.L. Asturias 2007)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del FeS es:

$$Fe(s) + S(s) \rightarrow FeS(s)$$

Las relaciones estequiométrica y másica inicial son, respectivamente:

$$\frac{11{,}2 \text{ g Fe}}{6{,}4 \text{ g S}} = 1{,}8 \qquad \frac{50{,}0 \text{ g Fe}}{50{,}0 \text{ g S}} = 1$$

Como se observa, la relación másica obtenida es menor que 1,8 lo que quiere decir que sobra S, por lo tanto, Fe es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de FeS:

$$50{,}0 \text{ g Fe} \cdot \frac{17{,}6 \text{ g FeS}}{11{,}2 \text{ g Fe}} = 78{,}6 \text{ g FeS}$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.117. Una muestra de 0,1131 g del sulfato MSO_4 reacciona con $BaCl_2$ en exceso, produciendo 0,2193 g de $BaSO_4$. ¿Cuál es la masa atómica relativa de M?
a) 23,1
b) 24,3
c) 27,0
d) 39,2
e) 40,6

(O.Q.N. Castellón 2008)

Relacionando $BaSO_4$ con MSO_4:

$$0{,}2193 \text{ g } BaSO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } BaSO_4}{233{,}3 \text{ g } BaSO_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } MSO_4}{1 \text{ mol } BaSO_4} \cdot \frac{(96{,}1 + M) \text{ g } MSO_4}{1 \text{ mol } MSO_4} = 0{,}1131 \text{ g } MSO_4$$

Se obtiene, $M = 24{,}3$ g, masa molar que corresponde al magnesio.

La respuesta correcta es la **b**.

7.118. El mineral bauxita (donde el 50,0 % en masa es Al_2O_3) se utiliza para la obtención de aluminio según la siguiente reacción sin ajustar:

$$Al_2O_3 + C \rightarrow Al + CO_2.$$

Indique la cantidad de mineral que hace falta para obtener 27,0 g de aluminio:
a) 7,0 g
b) 28,6 g
c) 102 g
d) 51 g

(O.Q.L. Murcia 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:

$$2\ Al_2O_3(s) + 3\ C(s) \rightarrow 4\ Al(s) + 3\ CO_2(g)$$

Relacionando Al con bauxita:

$$27{,}0\ \text{g Al} \cdot \frac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ Al_2O_3}{4\ \text{mol Al}} \cdot \frac{102{,}0\ \text{g}\ Al_2O_3}{1\ \text{mol}\ Al_2O_3} \cdot \frac{100\ \text{g bauxita}}{50{,}0\ \text{g}\ Al_2O_3} = 102\ \text{g bauxita}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.119. Si se añaden unas pocas partículas de carbonato de calcio a una disolución diluida de ácido clorhídrico:
a) Flotarán.
b) Se desprenderán burbujas.
c) Se irán al fondo.
d) La disolución virará al amarillo pálido.

(O.Q.L. Murcia 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y $CaCO_3$ es:

$$CaCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Como se observa en esta reacción se forma un gas, CO_2, por tanto, se observará el desprendimiento de burbujas.

La respuesta correcta es la **b**.

7.120. La cantidad de agua que se obtiene al provocar la combustión completa de 8,0 g de metano es:
a) 8 g
b) 9 g
c) 18 g
d) 19 g

(O.Q.L. Murcia 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando CH_4 con H_2O:

$$8{,}0\ \text{g}\ CH_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16{,}0\ \text{g}\ CH_4} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ CH_4} \cdot \frac{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 18\ \text{g}\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.121. Calcule el volumen de hidrógeno, medido en condiciones normales, se obtiene cuando se añade un exceso de disolución de ácido sulfúrico del 98 % y densidad 1,8 g mL^{-1} a 5 g de cobre con formación de una sal cúprica.
a) 0,88 L
b) 3,52 L
c) 1,76 L
d) No se puede saber sin conocer el volumen de ácido sulfúrico.

(O.Q.L. Baleares 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Cu y H_2SO_4 es:

$$2\ H_2SO_4(aq) + Cu(s) \rightarrow CuSO_4(aq) + SO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Como se observa, no se desprende H_2 en esta reacción, ya que el cobre ($E°_{Cu^{2+}/Cu}$ = 0,34 V) no es capaz de reducir a los iones H^+ procedentes del H_2SO_4 ($E°_{H^+/H_2}$ = 0 V).

No hay ninguna respuesta correcta.

7.122. ¿Cuáles de las siguientes propiedades del aluminio es una propiedad química?
a) Densidad = 2,7 g cm^{-3}.
b) Reacciona con el oxígeno para dar un óxido metálico.
c) Punto de fusión = 660 °C.
d) Buen conductor de la electricidad.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La densidad, el punto de fusión y la conductividad eléctrica son propiedades físicas de una sustancia.

La reacción del aluminio con el oxígeno es una propiedad química:

$$4\ Al(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Al_2O_3(s)$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.123. Cuando se calientan 50,0 g de $NaHSO_3(s)$ se produce la reacción:

$$NaHSO_3(s) \rightarrow Na_2SO_3(s) + SO_2(g) + H_2O(g)$$

Se recogen los gases en un recipiente de 5,00 L a 150 °C. La presión parcial del SO_2 será:
a) 1,67 atm
b) 3,34 atm
c) 0,834 atm
d) 0,591 atm

(O.Q.L. Madrid 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

$$2\ NaHSO_3(s) \rightarrow Na_2SO_3(s) + SO_2(g) + H_2O(g)$$

Relacionando $NaHSO_3$ con SO_2:

$$50{,}0\ \text{g}\ NaHSO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NaHSO_3}{104{,}1\ \text{g}\ NaHSO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{2\ \text{mol}\ NaHSO_3} = 0{,}240\ \text{mol}\ SO_2$$

Considerando comportamiento ideal, la presión parcial ejercida por el SO_2 es:

$$p_{SO_2} = \frac{(0{,}240\ \text{mol}) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (150 + 273{,}15)\ \text{K}}{5{,}00\ \text{L}} = 1{,}67\ \text{atm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.124. Si se hacen reaccionar de forma completa 14,0 g de H_2 y 10,0 g de O_2, después de la reacción quedarán en el recipiente:
a) H_2 y O_2
b) H_2 y H_2O
c) O_2 y H_2O
d) Solamente H_2O

(O.Q.L. Madrid 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l)$$

Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La relación molar obtenida es:

$$\frac{14,0\ g\ H_2}{10,0\ g\ O_2} \cdot \frac{1\ mol\ H_2}{2,0\ g\ H_2} \cdot \frac{32,0\ g\ O_2}{1\ mol\ O_2} = 22,4$$

La relación molar es mayor que 2, lo que quiere decir que sobra H_2 y que O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2O formada.

La respuesta correcta es la **b**.

7.125. Los vehículos espaciales utilizan normalmente para su propulsión un sistema de combustible/oxidante formado por N,N-dimetilhidracina, $(CH_3)_2NNH_2$, y tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4, líquidos. Si se mezclan cantidades estequiométricas de estos componentes, se producen únicamente N_2, CO_2 y H_2O en fase gas. ¿Cuántos moles de CO_2 se producen a partir de 1 mol de $(CH_3)_2NNH_2$?
a) 1
b) 2
c) 4
d) 8

(O.Q.L. Madrid 2008) (O.Q.L. Asturias 2015)

De acuerdo con la ley de conservación de la masa, si el reactivo $(CH_3)_2NNH_2$ contiene 2 mol de C, por cada mol de esta sustancia se obtendrán 2 mol de CO_2.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción dada es:

$$(CH_3)_2NNH_2(l) + 2\ N_2O_4(l) \rightarrow 3\ N_2(g) + 2\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g)$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.126. Se hacen reaccionar 10 g de cinc con ácido sulfúrico en exceso. Calcule el volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27 °C y 740 mmHg.
a) 5,3 L
b) 7,0 L
c) 3,8 L
d) 4,5 L

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

$$H_2SO_4(aq) + Zn(s) \rightarrow ZnSO_4(aq) + H_2(g)$$

Relacionando Zn con H_2:

$$10\ g\ Zn \cdot \frac{1\ mol\ Zn}{65,4\ g\ Zn} \cdot \frac{1\ mol\ H_2}{1\ mol\ Zn} = 0,15\ mol\ H_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}15 \text{ mol } H_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15) \text{ K}}{740 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 3{,}8 \text{ L } H_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.127 Una sosa cáustica comercial contiene hidróxido de sodio e impurezas que no tienen carácter ácido-base. Se disuelven 25,06 g sosa cáustica comercial en agua hasta obtener un volumen total de un litro de disolución. Se valoran 10,00 mL de esta disolución y se gastan 11,45 mL de ácido clorhídrico 0,500 M. Calcule el porcentaje en masa de hidróxido de sodio puro que contiene la sosa cáustica comercial.
a) 98,35 %
b) 75,65 %
c) 91,38 %
d) 100 %

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

Relacionado HCl con NaOH se obtiene la cantidad de este que se consume en la valoración:

$$11{,}45 \text{ mL HCl } 0{,}500 \text{ M} \cdot \frac{0{,}500 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0{,}500 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HCl}} \cdot \frac{40{,}0 \text{ mg NaOH}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 229 \text{ mg NaOH}$$

Relacionando la masa de NaOH contenida en la aliquota (10,00 mL) con la que contiene toda la disolución:

$$1 \text{ L disolución} \cdot \frac{229 \text{ mg NaOH}}{10 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ g NaOH}}{10^3 \text{ mg NaOH}} = 22{,}9 \text{ g NaOH}$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{22{,}9 \text{ g NaOH}}{25{,}06 \text{ g sosa}} \cdot 100 = 91{,}4 \text{ \% NaOH}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.128. Se mezclan 250 mL de disolución de hidróxido de sodio 0,500 M con 300 mL de disolución de ácido sulfúrico 0,200 M. Indique qué se debería hacer para neutralizar la disolución resultante:
a) Añadir 12,5 mL de ácido sulfúrico 0,200 M.
b) Añadir 5,8 mL de ácido sulfúrico 0,200 M.
c) Añadir 6,8 mL de hidróxido de sodio 0,500 M.
d) Añadir 14,6 mL de hidróxido de sodio 0,500 M.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NaOH es:

$$H_2SO_4(aq) + 2 \text{ NaOH}(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2 \text{ } H_2O(l)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 250 \text{ mL NaOH } 0{,}500 \text{ M} \cdot \dfrac{0{,}500 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0{,}500 \text{ M}} = 125 \text{ mmol NaOH} \\ 300 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ } 0{,}200 \text{ M} \cdot \dfrac{0{,}200 \text{ mmol } H_2SO_4}{1 \text{ mL } H_2SO_4} = 60{,}0 \text{ mmol } H_2SO_4 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{125 \text{ mmol NaOH}}{60{,}0 \text{ mmol } H_2SO_4} = 2{,}1$$

Como la relación molar es mayor que 2, quiere decir que sobra NaOH y que es preciso añadir H_2SO_4 para conseguir la completa neutralización del reactivo sobrante.

Relacionando H_2SO_4 con NaOH:

$$60{,}0\ \text{mmol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{2\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL}\ H_2SO_4} = 120\ \text{mmol NaOH}$$

$$125\ \text{mmol NaOH (inicial)} - 120\ \text{mmol NaOH (gastado)} = 5{,}00\ \text{mmol NaOH (sobrante)}$$

El volumen de disolución de H_2SO_4 0,200 M a añadir es:

$$5{,}00\ \text{mmol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ H_2SO_4}{2\ \text{mmol NaOH}} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}200\ \text{M}}{0{,}200\ \text{mmol}\ H_2SO_4} = 12{,}5\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}200\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.129. Si se hacen reaccionar 7,5 mol de Cl_2 y 6,0 mol de Al para formar $AlCl_3$, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) El reactivo limitante es el Al.
b) Sobra un átomo de Al.
c) Sobra un mol de Cl_2.
d) Se formarán como máximo 5 mol de $AlCl_3$.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Cl_2 y Al es:

$$3\ Cl_2(g) + 2\ Al(s) \rightarrow 2\ AlCl_3(s)$$

a-c) Falso. La relación molar es:

$$\frac{7{,}5\ \text{mol}\ Cl_2}{6{,}0\ \text{mol Al}} = 1{,}3$$

Como la relación molar es menor que 3/2, quiere decir que sobra Al y que Cl_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de $AlCl_3$.

b) Falso. La cantidad es muy pequeña, resulta absurdo.

d) **Verdadero**. Relacionando Cl_2 con $AlCl_3$:

$$7{,}5\ \text{mol}\ Cl_2 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ AlCl_3}{3\ \text{mol}\ Cl_2} = 5{,}0\ \text{mol}\ AlCl_3$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2003, Asturias 2003 y 2004 y Murcia 2006).

7.130. ¿Cuál de las siguientes disoluciones de NaOH neutralizaría totalmente 10 mL de una disolución H_2SO_4 0,15 M?
a) 10 mL de disolución 0,15 M.
b) 20 mL de disolución 0,10 M.
c) 10 mL de disolución 0,30 M.
d) 5 mL de disolución 0,30 M.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NaOH es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

La cantidad de H_2SO_4 a neutralizar es:

$$10\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}15\ \text{M} \cdot \frac{0{,}15\ \text{mmol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}15\ \text{M}} = 1{,}5\ \text{mmol}\ H_2SO_4$$

La cantidad de NaOH necesario para neutralizar el H_2SO_4 es:

$$1{,}5\ \text{mmol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{2\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol}\ H_2SO_4} = 3{,}0\ \text{mmol NaOH}$$

Las cantidades de NaOH contenidas en cada una de las disoluciones propuestas son:

a) Falso. 10 mL de NaOH 0,15 M:

$$10\ \text{mL NaOH}\ 0{,}15\ \text{M} \cdot \frac{0{,}15\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH}\ 0{,}15\ \text{M}} = 1{,}5\ \text{mmol NaOH}$$

b) Falso. 20 mL de NaOH 0,10 M:

$$20\ \text{mL NaOH}\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH}\ 0{,}10\ \text{M}} = 2{,}0\ \text{mmol NaOH}$$

c) **Verdadero**. 10 mL de NaOH 0,30 M:

$$10\ \text{mL NaOH}\ 0{,}30\ \text{M} \cdot \frac{0{,}30\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH}\ 0{,}30\ \text{M}} = 3{,}0\ \text{mmol NaOH}$$

d) Falso. 10 mL de NaOH 0,30 M:

$$5\ \text{mL NaOH}\ 0{,}30\ \text{M} \cdot \frac{0{,}30\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH}\ 0{,}30\ \text{M}} = 1{,}5\ \text{mmol NaOH}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.131. ¿Cuántos moles de agua se pueden formar cuando reaccionan 3 mol de dihidrógeno con 1 mol de dioxígeno?
a) 1 mol de agua.
b) 2 mol de agua.
c) 3 mol de agua.
d) 4 mol de agua.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l)$$

La relación molar obtenida es:

$$\frac{3\ \text{mol}\ H_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 3$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 2, quiere decir que sobra H_2 y que O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de H_2O.

Relacionando O_2 con H_2O:

$$1\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ O_2} = 2\ \text{mol}\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.132. Se utiliza una disolución de $HClO_4$ 0,25 M para valorar 20 mL de una disolución de $Ca(OH)_2$ 0,30 M. ¿Cuántos mL son necesarios para la valoración?
a) 24 mL
b) 15 mL
c) 48 mL
d) 3,0 mL

(O.Q.L. La Rioja 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $HClO_4$ y $Ca(OH)_2$ es:

$$2\ HClO_4(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow Ca(ClO_4)_2(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando $Ca(OH)_2$ con $HClO_4$ es:

$$20\ mL\ Ca(OH)_2\ 0{,}30\ M \cdot \frac{0{,}30\ mmol\ Ca(OH)_2}{1\ mL\ Ca(OH)_2\ 0{,}30\ M} \cdot \frac{2\ mmol\ HClO_4}{1\ mmol\ Ca(OH)_2} = 12\ mmol\ HClO_4$$

Como se dispone de disolución 0,25 M:

$$12\ mmol\ HClO_4 \cdot \frac{1\ mL\ HClO_4\ 0{,}25\ M}{0{,}25\ mmol\ HClO_4} = 48\ mL\ HClO_4\ 0{,}25\ M$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.133. La reacción:

$$MnCl_2 + 2\ HNO_3 \rightarrow 2\ HCl + Mn(NO_3)_2$$

es una reacción de:
a) Precipitación
b) Ácido-base de desplazamiento
c) Redox
d) Ácido-base de neutralización

(O.Q.L. La Rioja 2008)

a) Falso. No se trata de una reacción de precipitación ya que se forma ninguna sustancia sólida. Sería necesario que el enunciado proporcionara los estados de agregación de todas las sustancias.

b) **Verdadero**. Se trata de una reacción de desplazamiento, ya que el ácido más fuerte, HNO_3, desplaza al más débil, HCl, de sus combinaciones.

c) Falso. No se trata de una reacción redox, ya que ningún elemento contenido en los reactivos cambia su número de oxidación.

d) Falso. No se trata de una reacción de neutralización, ya que los dos ácidos que aparecen son fuertes.

La respuesta correcta es la **b**.

7.134. ¿Cuántos gramos de $H_2(g)$ se producen al hacer reaccionar 2,50 g de Al con 100 mL de disolución de HCl 2,00 M?
a) 0,20 g
b) 0,10 g
c) 0,28 g
d) $6{,}67 \cdot 10^{-2}$ g
e) $9{,}26 \cdot 10^{-2}$ g

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2014)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Al es:

$$2\ Al(s) + 6\ HCl(aq) \rightarrow 2\ AlCl_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 2{,}50\ \text{g Al}\cdot\dfrac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}} = 0{,}0926\ \text{mol Al} \\[2ex] 100\ \text{mL HCl 2 M}\cdot\dfrac{2\ \text{mol HCl}}{10^3\ \text{mL HCl 2 M}} = 0{,}200\ \text{mol HCl} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{0{,}200\ \text{mol HCl}}{0{,}0926\ \text{mol Al}} = 2{,}16$$

Como la relación molar es menor que 3 quiere decir que sobra Al, por lo que HCl es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de H_2:

$$0{,}200\ \text{mol HCl}\cdot\frac{3\ \text{mol H}_2}{6\ \text{mol HCl}}\cdot\frac{2{,}0\ \text{g H}_2}{1\ \text{mol H}_2} = 0{,}20\ \text{g H}_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.135. El ciclohexanol, $C_6H_{11}OH(l)$, calentado con ácido sulfúrico o ácido fosfórico, se transforma en ciclohexeno, $C_6H_{10}(l)$. Si a partir de 75,0 g de ciclohexanol se obtienen 25,0 g de ciclohexeno, de acuerdo con la siguiente reacción:

$$C_6H_{11}OH(l) \rightarrow C_6H_{10}(l) + H_2O(l)$$

¿Cuál ha sido el rendimiento de la reacción?
a) 25,0 %
b) 82,0 %
c) 75,5 %
d) 40,6 %
e) 33,3 %

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Galicia 2014)

La masa de C_6H_{10} que se debería obtener a partir de 75,0 g de $C_6H_{11}OH$ es:

$$75{,}0\ \text{g C}_6\text{H}_{11}\text{OH}\cdot\frac{1\ \text{mol C}_6\text{H}_{11}\text{OH}}{100\ \text{g C}_6\text{H}_{11}\text{OH}}\cdot\frac{1\ \text{mol C}_6\text{H}_{10}}{1\ \text{mol C}_6\text{H}_{11}\text{OH}}\cdot\frac{82{,}0\ \text{g C}_6\text{H}_{10}}{1\ \text{mol C}_6\text{H}_{10}} = 61{,}5\ \text{g C}_6\text{H}_{10}$$

Relacionando las cantidades real y teórica se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{25{,}0\ \text{g C}_6\text{H}_{10}\ \text{(real)}}{61{,}5\ \text{g C}_6\text{H}_{10}\ \text{(teórico)}}\cdot 100 = 40{,}6\ \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.136. ¿Qué volumen de H_2SO_4 0,500 M es necesario para neutralizar 25,0 mL de una disolución acuosa de NaOH 0,0250 M?
a) 0,312 mL
b) 0,625 mL
c) 1,25 mL
d) 2,50 mL
e) 25,0 mL

(O.Q.N. Ávila 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NaOH es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando NaOH con H_2SO_4 es:

$$25{,}0 \text{ mL NaOH } 0{,}025 \text{ M} \cdot \frac{0{,}0250 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0{,}0250 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } H_2SO_4}{2 \text{ mmol NaOH}} = 0{,}313 \text{ mmol } H_2SO_4$$

Como se dispone de disolución 0,50 M:

$$0{,}313 \text{ mmol } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ } 0{,}500 \text{ M}}{0{,}500 \text{ mmol } H_2SO_4} = 0{,}625 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ } 0{,}500 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.137. Dada la reacción sin ajustar:

$Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$

¿Cuál será la suma de los coeficientes cuando esté completamente ajustada?
a) 9
b) 7
c) 5
d) 4

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química ajustada es:

$$4\ Al(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Al_2O_3(s)$$

La suma de los coeficientes estequiométricos es 9.

La respuesta correcta es la **a**.

7.138. Dada la reacción sin ajustar:

$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

¿Cuál es la cantidad de oxígeno necesaria para reaccionar completamente con 1 mol de CH_4?
a) 2 mol
b) 2 átomos
c) 2 g
d) 2 moléculas

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Reacciona 1 mol de CH_4 con 2 mol de O_2.

La respuesta correcta es la **a**.

7.139. 100 mL de disolución 0,100 M de Na_2S reaccionan con un volumen V de disolución 0,100 M de $AgNO_3$ para formar Ag_2S. Señale el valor de V para este proceso:
a) 100 mL
b) 50 mL
c) 200 mL
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $AgNO_3$ y Na_2S es:

$$2\ AgNO_3(aq) + Na_2S(aq) \rightarrow 2\ NaNO_3(aq) + Ag_2S(s)$$

Relacionando Na_2S con $AgNO_3$ es:

$$100\ \text{mL Na}_2\text{S 0,100 M}\cdot\frac{0{,}100\ \text{mmol Na}_2\text{S}}{1\ \text{mL Na}_2\text{S 0,100 M}}\cdot\frac{2\ \text{mmol AgNO}_3}{1\ \text{mmol Na}_2\text{S}}=20{,}0\ \text{mmol AgNO}_3$$

Como se dispone de disolución 0,100 M:

$$20{,}0\ \text{mmol AgNO}_3\cdot\frac{1\ \text{mL AgNO}_3\ 0{,}100\ \text{M}}{0{,}100\ \text{mmol AgNO}_3}=200\ \text{mL AgNO}_3\ 0{,}100\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.140. Cuando se mezcla una disolución de cloruro de sodio con otra de nitrato de plata:
a) Aparece un precipitado blanco.
b) Se desprende un gas verdoso muy irritante.
c) La disolución toma un color rojo púrpura.
d) El vaso se calienta mucho.

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaCl y $AgNO_3$ es:

$$\text{NaCl(aq)} + \text{AgNO}_3\text{(aq)} \rightarrow \text{AgCl(s)} + \text{NaNO}_3\text{(aq)}$$

Como se observa, en la reacción se forma un precipitado de AgCl que es de color blanco.

La respuesta correcta es la **a**.

7.141. Si se mezcla un volumen de disolución 0,2 molar de ácido clorhídrico con el mismo volumen de disolución 0,2 M de hidróxido de sodio, la disolución resultante es:
a) 0,2 molar en cloruro de sodio.
b) 0,1 molar en ácido clorhídrico.
c) 0,1 molar en hidróxido de sodio.
d) 0,0000001 molar en H_3O^+.

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$$

Como se hacen reaccionar volúmenes iguales de disoluciones de la misma concentración y como la estequiometría es 1:1, se trata de cantidades estequiométricas y los reactivos se consumen completamente.

Se forma NaCl cuyo número de moles es el mismo que el de los reactivos, pero como el volumen final de disolución es el doble, la concentración de la disolución de NaCl formado será la mitad; 0,1 M.

Además, la disolución contiene H_2O, un electrólito débil que se encuentra disociado en H_3O^+ y OH^-, cuya concentraciones son 10^{-7} M.

La respuesta correcta es la **d**.

7.142. Se mezclan masas iguales de yodo y de cinc, reaccionando ambos para dar yoduro de cinc. El exceso de cinc será:
a) 61 %
b) 74,2 %
c) 25,7 %
d) 39 %

(O.Q.L. Madrid 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre I_2 y Zn es:

$$\text{I}_2\text{(s)} + \text{Zn(s)} \rightarrow \text{ZnI}_2\text{(s)}$$

Partiendo de 100 g de cada elemento, la cantidad de Zn que se consume es:

$$100\ \text{g}\ I_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ I_2}{253{,}8\ \text{g}\ I_2} \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{1\ \text{mol}\ I_2} \cdot \frac{65{,}4\ \text{g Zn}}{1\ \text{mol Zn}} = 25{,}8\ \text{g Zn}$$

La cantidad de Zn en exceso es:

$$100\ \text{g Zn (inicial)} - 25{,}8\ \text{g Zn (reaccionado)} = 74{,}2\ \text{g Zn (exceso)}$$

Como se ha partido de 100 g de Zn, la cantidad en exceso coincide con el porcentaje, 74,2 %.

La respuesta correcta es la **b**.

7.143. La reacción entre el ácido nítrico y la plata metálica es:
a) Transferencia protónica.
b) Transferencia electrónica.
c) Hidrólisis.
d) Precipitación.

(O.Q.L. Madrid 2009)

En la reacción entre un ácido, HNO_3, y un metal, Ag, siempre se forma la sal de derivada del ácido, $AgNO_3$. En estos casos el metal experimenta una oxidación, por lo tanto, se trata de una transferencia electrónica.

$$Ag \rightarrow Ag^{+} + e^{-}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.144. Una muestra de 0,243 g de magnesio reacciona con 0,250 g de nitrógeno dando nitruro de magnesio. Después de la reacción quedan 0,159 g de nitrógeno, ¿qué masa de nitruro de magnesio se forma?
a) 0,402 g
b) 0,334 g
c) 0,091 g
d) 0,652 g

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789):

$$m_{\text{Mg}}\ \text{(inicial)} + [m_{\text{N}}\ \text{(inicial)} - m_{\text{N}}\ \text{(sobrante)}] = m_{\text{nitruro de magnesio}}\ \text{(formado)}$$

El valor de la masa de sustancia formada es:

$$m_{\text{nitruro de magnesio}}\ \text{(formado)} = 0{,}243\ \text{g} + (0{,}250\ \text{g} - 0{,}159\ \text{g}) = 0{,}334\ \text{g}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.145. En la prueba de un motor, la combustión de 1 L (690 g) de octano en determinadas condiciones, produce 1,50 kg de dióxido de carbono. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?
a) 35,2 %
b) 65,5 %
c) 94,0 %
d) 69,0 %
e) 70,4 %

(O.Q.N. Sevilla 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del octano es:

$$2\ C_8H_{18}(l) + 25\ O_2(g) \rightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O(l)$$

Relacionando C_8H_{18} con CO_2 se calcula la masa de este que se debería obtener es:

$$690 \text{ g } C_8H_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_8H_{18}}{114{,}0 \text{ g } C_8H_{18}} \cdot \frac{16 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol } C_8H_{18}} \cdot \frac{44{,}0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ kg } CO_2}{10^3 \text{ g } CO_2} = 2{,}13 \text{ kg } CO_2$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{1{,}50 \text{ kg } CO_2 \text{ (real)}}{2{,}13 \text{ kg } CO_2 \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 70{,}4\ \%$$

La respuesta correcta es la **e**.

7.146. Se hace reaccionar un trozo de tiza con 6,50 g de HCl(aq) diluido y se producen 2,30 g de CO_2(g). Sabiendo que el $CaCO_3$ es el único componente de la tiza que reacciona con el HCl, ¿cuál es el porcentaje en masa de $CaCO_3$ que contiene la tiza?
a) 15,6 %
b) 80,4 %
c) 40,2 %
d) 31,1 %
e) 62,2 %

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Cantabria 2017)

La tiza es una mezcla de sulfato de calcio, $CaSO_4$, y carbonato de calcio, $CaCO_3$. De los dos, el único que reacción con el HCl es el $CaCO_3$ y lo hace de acuerdo con la siguiente ecuación química ajustada:

$$CaCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Relacionando CO_2 con $CaCO_3$ se obtiene la masa de este que contiene la tiza es:

$$2{,}30 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44{,}0 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{100{,}0 \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3} = 5{,}23 \text{ g } CaCO_3$$

Expresando la riqueza en forma de porcentaje:

$$\frac{5{,}23 \text{ g } CaCO_3}{6{,}50 \text{ g tiza}} \cdot 100 = 80{,}4\ \%\ CaCO_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.147. El hidrógeno y el oxígeno se encuentran formando H_2O en la relación en peso 1/8. Si se prepara una reacción entre 0,18 g de hidrógeno y 0,18 g de oxígeno:
a) Parte del oxígeno quedará sin reaccionar.
b) Parte del hidrógeno quedará sin reaccionar.
c) Todo el hidrógeno quedará sin reaccionar.
d) Todo el hidrógeno reaccionará con el oxígeno.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La relación másica que se tiene es:

$$\frac{0{,}18 \text{ g } O_2}{0{,}18 \text{ g } H_2} = 1$$

La relación másica es menor que 8, lo cual indica que sobra H_2, por lo que O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de H_2O.

La respuesta correcta es la **b**.

7.148. Una muestra de 0,32126 g de ácido oxálico, $H_2C_2O_4$, requiere 26,21 mL de una disolución de NaOH para llevar a cabo de forma completa la síntesis de $Na_2C_2O_4$ y H_2O. ¿Cuál es la molaridad del NaOH(aq)?
a) 0,2649 M
b) 3,7512 M
c) 0,3751 M
d) 2,6490 M

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización entre el ácido oxálico (dicarboxílico), $H_2C_2O_4$, y NaOH es:

$$H_2C_2O_4(s) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2C_2O_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

La molaridad de la disolución se calcula relacionando $H_2C_2O_4$ con NaOH:

$$\frac{0{,}32126\ g\ H_2C_2O_4}{26{,}21\ mL\ disolución\ NaOH} \cdot \frac{10^3\ mg\ H_2C_2O_4}{1\ g\ H_2C_2O_4} \cdot \frac{1\ mmol\ H_2C_2O_4}{90{,}0\ mg\ H_2C_2O_4} \cdot \frac{2\ mmol\ NaOH}{1\ mmol\ H_2C_2O_4} = 0{,}2357\ M$$

Ninguna respuesta es correcta.

(En el enunciado original el nombre propuesto para el ácido es malónico cuya fórmula molecular es es $H_4C_3O_4$ que no se corresponde con la fórmula dada, y aún usando cualquiera de ellos no existe ninguna respuesta correcta).

7.149. ¿Cuál las siguientes reacciones químicas no representa un peligro para la atmósfera terrestre?
a) $2\ Fe + 3/2\ O_2 \rightarrow Fe_2O_3(s)$
b) $C + O_2 \rightarrow CO_2(g)$
c) $C + ½\ O_2 \rightarrow CO(g)$
d) $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O(g)$

(O.Q.L. Madrid 2010)

a) **Verdadero**. Se forma un sólido que no puede contaminar la atmósfera.

b) Falso. Se forma $CO_2(g)$ que contribuye al efecto invernadero.

c) Falso. Se forma CO(g) que es tóxico.

d) Falso. Se forma $H_2O(g)$ que contribuye al efecto invernadero.

La respuesta correcta es la **a**.

7.150. Si se calcina 1,6 g de una mezcla de clorato de potasio y clorato de sodio, queda un residuo sólido de cloruro de potasio y cloruro de sodio de 0,923 g. ¿Cuál es el porcentaje de clorato de potasio de la muestra inicial?
a) 75 %
b) 25 %
c) 45 %
d) 20 %

(O.Q.L. Madrid 2010)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la descomposición térmica de ambas sales son:

$$2\ KClO_3(s) \rightarrow 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$$

$$2\ NaClO_3(s) \rightarrow 2\ NaCl(s) + 3\ O_2(g)$$

Llamando x e y a las masas de $KClO_3$ y $NaClO_3$, respectivamente, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x \text{ g KClO}_3 + y \text{ g NaClO}_3 = 1{,}6 \text{ g mezcla}$$

$$x \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122{,}6 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{1 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{74{,}6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} +$$

$$+ y \text{ g NaClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NaClO}_3}{106{,}5 \text{ g NaClO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol NaClO}_3} \cdot \frac{58{,}5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 0{,}923 \text{ g residuo}$$

Resolviendo el sistema formado por estas ecuaciones se obtiene:

$x = 0{,}72 \text{ g KClO}_3$ $\qquad$ $y = 0{,}88 \text{ g NaClO}_3$

El porcentaje en masa de $KClO_3$ en la mezcla es:

$$\frac{0{,}72 \text{ g KClO}_3}{1{,}6 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 45\ \% \text{ KClO}_3$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.151. En una reacción química:
a) La masa total de las sustancias permanece invariable.
b) El número total de átomos de cada elemento varía.
c) El número atómico de los elementos que intervienen en la reacción se modifica durante la misma.
d) La masa de las sustancias depende del método de preparación.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789), la masa total de las sustancias que intervienen en la misma permanece invariable.

b-c-d) Falso. Las propuestas son absurdas.

La respuesta correcta es la **a**.

7.152. El sulfato de sodio se obtiene por reacción entre:
a) $MnSO_3$(s) y NaBr(aq)
b) H_2SO_4(l) y NaCl(s)
c) $NaHSO_4$(s) y H_2O(l)
d) SO_2(g) y NaOH(s)

(O.Q.L. Murcia 2010)

Se trata de una reacción de desplazamiento, ya que el ácido más fuerte, H_2SO_4, desplaza al más débil, HCl, de sus combinaciones. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NaCl es:

$$H_2SO_4(l) + 2\ NaCl(s) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ HCl(g)$$

Esta reacción era la primera etapa del proceso Leblanc (1791) para la obtención de sosa para fabricar jabón.

La respuesta correcta es la **b**.

7.153. Cuando se hacen reaccionar 10 g de dihidrógeno y 10 g de dioxígeno se obtienen:
a) Un mol de agua
b) 20 g de agua
c) 30 g de agua
d) $3{,}76 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua

(O.Q.L. Asturias 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 10\ g\ H_2 \cdot \dfrac{1\ mol\ H_2}{2{,}0\ g\ H_2} = 5{,}0\ mol\ H_2 \\ \\ 10\ g\ O_2 \cdot \dfrac{1\ mol\ O_2}{32{,}0\ g\ O_2} = 0{,}31\ mol\ O_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{5{,}0\ mol\ H_2}{0{,}31\ mol\ O_2} = 16$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra H_2, por lo que O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de H_2O:

$$0{,}31\ mol\ O_2 \cdot \frac{2\ mol\ H_2O}{1\ mol\ O_2} = 0{,}62\ mol\ H_2O$$

$$0{,}62\ mol\ H_2O \cdot \frac{18{,}0\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} = 11{,}2\ g\ H_2O$$

$$0{,}62\ mol\ H_2O \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ moléculas\ H_2O}{0{,}62\ mol\ H_2O} = 3{,}76 \cdot 10^{23}\ moléculas\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997, Baleares 2007 y Madrid 2010).

7.154. Para la reacción:

$$2\ X + 3\ Y \rightarrow 3\ Z$$

la combinación de 2,00 mol de X con 2,00 mol de Y produce 1,75 mol de Z. ¿Cuál es el rendimiento de esta reacción en %?
a) 43,8 %
b) 58,3 %
c) 66,7 %
d) 87,5 %

(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Extremadura 2017)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La relación molar es:

$$\frac{2{,}00\ mol\ Y}{2{,}00\ mol\ X} = 1$$

Como la relación molar es menor que 3/2 quiere decir que sobra X, por lo que Y es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de Z:

$$2{,}00\ mol\ Y \cdot \frac{3\ mol\ Z}{3\ mol\ Y} = 2{,}00\ mol\ Z$$

Relacionando las cantidades real y teórica se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{1{,}75\ mol\ Z\ (real)}{2{,}00\ mol\ Z\ (teórico)} \cdot 100 = 87{,}5\ \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En Extremadura 2017 se proporcionan otros datos).

7.155. ¿Cuántos moles de $O_2(g)$ se producen por descomposición de 245 g de clorato de potasio?

$$2\ KClO_3(s) \rightarrow 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$$

a) 1,50
b) 2,00
c) 2,50
d) 3,00

(O.Q.L. La Rioja 2010)

Relacionando $KClO_3$ y O_2:

$$245\ g\ KClO_3 \cdot \frac{1\ mol\ KClO_3}{122{,}6\ g\ KClO_3} \cdot \frac{3\ mol\ O_2}{2\ mol\ KClO_3} = 3{,}00\ mol\ O_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.156. Determine en cuál de las siguientes situaciones se puede obtener mayor cantidad de sulfato de sodio según la reacción:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

cuando se mezclan:
a) 30 mol de NaOH con 70 mol de H_2SO_4.
b) 40 mol de NaOH con 16 mol de H_2SO_4.
c) 35 mol de NaOH con 15 mol de H_2SO_4.
d) 18 mol de NaOH con 18 mol de H_2SO_4.
e) 15 mol de NaOH con 15 mol de H_2SO_4.

(O.Q.L. País Vasco 2010)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción, que determina la cantidad de Na_2SO_4 formado.

a) Falso. La relación molar encontrada es:

$$\frac{30\ mol\ NaOH}{70\ mol\ H_2SO_4} = 0{,}43$$

Como la relación molar es menor que 2 el limitante es NaOH y la cantidad de Na_2SO_4 formada es:

$$30\ mol\ NaOH \cdot \frac{1\ mol\ Na_2SO_4}{2\ mol\ NaOH} = 15\ mol\ Na_2SO_4$$

b) **Verdadero**. La relación molar encontrada es:

$$\frac{40\ mol\ NaOH}{16\ mol\ H_2SO_4} = 2{,}5$$

Como la relación molar es mayor que 2 el limitante es H_2SO_4 y la cantidad de Na_2SO_4 formada es:

$$16\ mol\ H_2SO_4 \cdot \frac{1\ mol\ Na_2SO_4}{1\ mol\ H_2SO_4} = 16\ mol\ Na_2SO_4$$

c) Falso. La relación molar encontrada es:

$$\frac{35\ mol\ NaOH}{15\ mol\ H_2SO_4} = 2{,}3$$

Como la relación molar es mayor que 2 el limitante es H_2SO_4 y la cantidad de Na_2SO_4 formada es:

$$15\ \text{mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} = 15\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4$$

d) Falso. La relación molar encontrada es:

$$\frac{18\ \text{mol NaOH}}{18\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} = 1$$

Como la relación molar es menor que 2 el limitante es NaOH y la cantidad de Na_2SO_4 formada es:

$$18\ \text{mol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4}{2\ \text{mol NaOH}} = 9{,}0\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4$$

e) Falso. La relación molar encontrada es:

$$\frac{15\ \text{mol NaOH}}{15\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} = 1$$

Como la relación molar es menor que 2 el limitante es NaOH y la cantidad de Na_2SO_4 formada es:

$$15\ \text{mol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4}{2\ \text{mol NaOH}} = 7{,}5\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.157. Una muestra de 3,00 g de $KClO_3$ se descompone según la ecuación:

$$2\ \text{KClO}_3(\text{s}) \rightarrow 2\ \text{KCl}(\text{s}) + 3\ \text{O}_2(\text{g})$$

El oxígeno se recoge a 24,0 °C y 0,982 atm. ¿Qué volumen de oxígeno se obtiene suponiendo un rendimiento del 100 %?
a) 304 mL
b) 608 mL
c) 911 mL
d) 1.820 mL
e) 2.240 mL

(O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2016)

Relacionando $KClO_3$ con O_2:

$$3{,}00\ \text{g KClO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol KClO}_3}{122{,}6\ \text{g KClO}_3} \cdot \frac{3\ \text{mol O}_2}{2\ \text{mol KClO}_3} = 0{,}0367\ \text{mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}0367\ \text{mol O}_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (24 + 273{,}15)\ \text{K}}{0{,}982\ \text{atm}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 910\ \text{mL O}_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.158. Si se mezclan 200 mL de una disolución de nitrato de plomo(II) 0,20 M con otros 200 mL de una disolución de sulfato de sodio 0,30 M, se forman como productos sulfato de plomo(II) insoluble y otro producto soluble, nitrato de sodio. La concentración del sulfato de sodio que sobra es:
a) 0,020 M
b) 0,050 M
c) 0,20 M
d) Nada, están en las proporciones estequiométricas adecuadas.

(O.Q.L. Asturias 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $Pb(NO_3)_2$ y Na_2SO_4 es:

$$Pb(NO_3)_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ NaNO_3(aq) + PbSO_4(s)$$

Como sobra Na_2SO_4 quiere decir que $Pb(NO_3)_2$ es el reactivo limitante que determina la cantidad del primero que se consume.

La cantidad de $Pb(NO_3)_2$ disponible es:

$$200\ mL\ Pb(NO_3)_2\ 0{,}20\ M \cdot \frac{0{,}20\ mmol\ Pb(NO_3)_2}{1\ mL\ Pb(NO_3)_2\ 0{,}20\ M} = 40\ mmol\ Pb(NO_3)_2$$

Relacionando $Pb(NO_3)_2$ con Na_2SO_4:

$$40\ mmol\ Pb(NO_3)_2 \cdot \frac{1\ mmol\ Na_2SO_4}{1\ mmol\ Pb(NO_3)_2} = 40\ mmol\ Na_2SO_4$$

La cantidad inicial de Na_2SO_4 es:

$$200\ mL\ Na_2SO_4\ 0{,}30\ M \cdot \frac{0{,}30\ mmol\ Na_2SO_4}{1\ mL\ Na_2SO_4\ 0{,}30\ M} = 60\ mmol\ Na_2SO_4$$

La cantidad de Na_2SO_4 que queda sin reaccionar es:

$$60\ mmol\ Na_2SO_4\ \text{(inicial)} - 40\ mmol\ Na_2SO_4\ \text{(gastado)} = 20\ mmol\ Na_2SO_4\ \text{(sobrante)}$$

Considerando volúmenes aditivos la concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{20\ mmol\ Na_2SO_4}{(200+200)\ mL\ disolución} = 0{,}050\ M$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.159. Al desmontar el calentador de agua que lleva una lavadora se ha encontrado que está recubierto de una capa blanca que se desea limpiar y que está constituida por carbonato de calcio. Se puede decir que:
a) El color de carbonato de calcio es amarillo.
b) La única solución será restregar fuertemente con un estropajo.
c) Se consigue limpiar si se introduce en una disolución de NaOH.
d) Con vinagre y paciencia se consigue eliminar la sustancia.
(O.Q.L. Murcia 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre el vinagre, que es una disolución diluida de ácido acético (CH_3COOH), y $CaCO_3$ es:

$$2\ CH_3COOH(aq) + CaCO_3(s) \rightarrow Ca(CH_3COO)_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Se trata de una reacción de neutralización entre el ácido CH_3COOH y la base $CaCO_3$ que se disuelve y pasa a formar CO_2 que se desprende y la sal $Ca(CH_3COO)_2$ que queda en disolución acuosa.

La respuesta correcta es la **d**.

7.160. Si a una disolución de sulfato de sodio se le adiciona otra de cloruro de bario:
a) Se desprende un gas tóxico de color verde.
b) Se huele intensamente a azufre.
c) Aparece un precipitado blanco.
d) Se desprende mucho calor.
(O.Q.L. Murcia 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $BaCl_2$ y Na_2SO_4 es:

$$BaCl_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ NaCl(aq) + BaSO_4(s)$$

Se trata de una reacción de precipitación en la que se forma un precipitado de $BaSO_4$ de color blanco.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2009).

7.161. La combustión del propanol origina dióxido de carbono según la ecuación química:
a) $C_3H_7OH + 2,5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2$
b) $C_3H_7OH + 4,5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$
c) $3\ CO_2 + 4\ H_2O \rightarrow C_3H_7OH + 4,5\ O_2$
d) $C_3H_7OH + 2\ H_2 \rightarrow CO_2 + 5\ CH_4$

(O.Q.L. Murcia 2011)

La combustión de los hibrocarburos y sus derivados oxigenados produce $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$. En el caso del propanol, C_3H_7OH, la ecuación ajustada correspondiente a su combustión es:

$$C_3H_7OH(l) + \frac{9}{2}\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.162. Una muestra de 6,25 g de cinc reacciona con 1,20 g de fósforo dando fosfuro de cinc. Después de la reacción quedan 2,46 g de cinc, ¿qué masa de fosfuro de cinc se ha formado?
a) 2,50 g
b) 5,00 g
c) 3,33 g
d) 7,50 g

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789):

$$m_P\ \text{(inicial)} + [m_{Zn}\ \text{(inicial)} - m_{Zn}\ \text{(sobrante)}] = m_{\text{fosfuro de cinc}}\ \text{(formado)}$$

El valor de la masa de sustancia formada es:

$$m_{\text{fosfuro de cinc}}\ \text{(formado)} = 1,20\ \text{g} + (6,25\ \text{g} - 2,46\ \text{g}) = 5,00\ \text{g}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2009).

7.163. Cuando se mezcla $KOH(s)$ con $NH_4Cl(s)$ se produce un gas. ¿Qué gas es?
a) Cl_2
b) H_2
c) HCl
d) NH_3

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Se trata de una reacción ácido-base y la ecuación química ajustada correspondiente a la misma es:

$$KOH(s) + NH_4Cl(s) \rightarrow NH_3(g) + KCl(s) + H_2O(g)$$

El gas que se desprende es el amoniaco, NH_3.

La respuesta correcta es la **d**.

7.164. De los siguientes metales ¿cuál reaccionará más violentamente con el agua?
a) Ca
b) K
c) Mg
d) Na

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Los metales alcalinos y alcalinotérreos son excelentes reductores y reaccionan fácilmente con el agua.

La reacción de los alcalinos es violenta, sobre todo en el caso del potasio, K, que en contacto con el agua estalla con llama de color violeta. La ecuación química ajustada correspondiente a esta reacción es:

$$2\ \text{K(s)} + 2\ \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\ \text{KOH(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.165. El magnesio se puede utilizar como "capturador" de oxígeno, O_2(g):

$$2\ \text{Mg(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\ \text{MgO(s)}$$

A 25 °C, se introduce en un recipiente de 0,382 L cierta cantidad de magnesio, la presión del oxígeno presente es de $3{,}5 \cdot 10^{-6}$ mmHg. La masa de magnesio que reaccionará con el oxígeno y los moles de óxido formado serán:
a) $34{,}61 \cdot 10^{-9}$ g y $14{,}42 \cdot 10^{-10}$ mol
b) $3{,}461 \cdot 10^{-9}$ g y $1{,}442 \cdot 10^{-10}$ mol
c) $3{,}461 \cdot 10^{-8}$ g y $1{,}442 \cdot 10^{-10}$ mol
d) $3{,}461 \cdot 10^{-8}$ g y $14{,}42 \cdot 10^{-9}$ mol
e) $3{,}461 \cdot 10^{-9}$ g y $14{,}42 \cdot 10^{-9}$ mol

(O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de O_2 que hay en el recipiente es:

$$n = \frac{3{,}5 \cdot 10^{-6}\ \text{mmHg} \cdot 0{,}382\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 7{,}2 \cdot 10^{-11}\ \text{mol O}_2$$

Relacionando O_2 con Mg:

$$7{,}2 \cdot 10^{-11}\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol Mg}}{1\ \text{mol O}_2} \cdot \frac{24{,}3\ \text{g Mg}}{1\ \text{mol Mg}} = 3{,}5 \cdot 10^{-9}\ \text{g Mg}$$

Relacionando O_2 con MgO:

$$7{,}2 \cdot 10^{-11}\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol MgO}}{1\ \text{mol O}_2} = 1{,}4 \cdot 10^{-10}\ \text{mol MgO}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.166. En los procesos pirotécnicos se produce la descomposición, por calentamiento, del clorato de potasio produciéndose KCl y un volumen de oxígeno que reacciona con otras sustancias químicas para obtener efectos de luz y sonido. Calcule el volumen de oxígeno, O_2, en condiciones normales de presión y temperatura, que se produce al descomponerse 50,0 g de clorato de potasio.
a) Para calcular el volumen hace falta saber la constante de equilibrio de la reacción de descomposición.
b) 13,7 L
c) 27,4 L
d) 6,7 L

(O.Q.L. País Vasco 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición térmica del $KClO_3$ es:

$$2\ \text{KClO}_3(\text{s}) \rightarrow 2\ \text{KCl}(\text{s}) + 3\ \text{O}_2(\text{g})$$

Relacionando $KClO_3$ con O_2:

$$50{,}0\ \text{g KClO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol KClO}_3}{122{,}6\ \text{g KClO}_3} \cdot \frac{3\ \text{mol O}_2}{2\ \text{mol KClO}_3} = 0{,}612\ \text{mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el O_2 es:

$$V = \frac{(0{,}612\ \text{mol O}_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 13{,}7\ \text{L O}_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.167. Cuando se irradia dioxígeno con luz ultravioleta, se convierte parcialmente en ozono:

$$3\ \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\ \text{O}_3(\text{g})$$

Un contenedor con dioxígeno a 20 °C y 800 mmHg de presión, se irradia durante un cierto tiempo y la presión desciende a 700 mmHg, medida a la misma temperatura. El porcentaje de dioxígeno que se convierte en ozono es:
a) 66,6 %
b) 33,4 %
c) 62,5 %
d) 2,14 %
e) 37,5 %

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Como se mantienen constantes el volumen y la temperatura del recipiente, el número de moles es directamente proporcional a la presión. Planteando la tabla de presiones:

	O_2	O_3
p_{inicial}	800	—
$p_{\text{transformado}}$	x	—
p_{formado}	—	⅔ p
p_{final}	$800 - p$	⅔ p
p_{total}	$800 - p + ⅔\,p = 700$	

La presión al final es:

$$800 - \frac{p}{3} = 700 \qquad \rightarrow \qquad p = 300\ \text{mmHg}$$

El porcentaje correspondiente es:

$$\frac{300\ \text{mmHg O}_2\ (\text{transformado})}{800\ \text{mmHg O}_2\ (\text{inicial})} \cdot 100 = 37{,}5\ \%$$

La respuesta correcta es la **e**.

7.168. ¿Cuáles de los siguientes productos químicos contribuyen en mayor medida a la “lluvia ácida”?
a) Residuos de uranio radiactivos.
b) Ozono en la superficie terrestre.
c) Cloro para desinfección de aguas.
d) Fosfatos en detergentes.
e) Óxidos de nitrógeno.

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Madrid 2013)

Los óxidos de nitrógeno (NO_x) que se forman en los motores de combustión contribuyen a la formación de la lluvia ácida. Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de formación de la misma son:

$$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO(g)$$

$$2\ NO(g) + NO_2(g) \rightarrow 2\ NO_2(g)$$

$$3\ NO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow 2\ HNO_3(aq) + NO(g)$$

La respuesta correcta es la **e**.

7.169. La combustión completa del isooctano se produce según la siguiente reacción (sin ajustar):

$$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

¿Qué volumen de CO_2 medido a 60 °C y 750 mmHg se produce por la combustión de 100 g de este hidrocarburo?
a) 0,256 L
b) 194 L
c) 35,0 L
d) 39,9 L
e) 219 L

(O.Q.N. El Escorial 2012)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del octano es:

$$2\ C_8H_{18}(l) + 25\ O_2(g) \rightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O(l)$$

Relacionando C_8H_{18} con CO_2:

$$100\ \text{g}\ C_8H_{18} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_8H_{18}}{114{,}0\ \text{g}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{8\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_8H_{18}} = 7{,}00\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(7{,}00\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (60 + 273{,}15)\ \text{K}}{750\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 194\ \text{L}\ CO_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.170. Los hidruros iónicos reaccionan con el agua y los productos son:
a) Disolución ácida y dihidrógeno gas.
b) Disolución ácida y dioxígeno gas.
c) Disolución básica y dihidrógeno gas.
d) Disolución neutra y dioxígeno gas.
e) Dioxígeno y dihidrógeno.

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Los metales alcalinos y alcalinotérreos forman hidruros iónicos y estos reaccionan con el agua formando el hidróxido correspondiente (disolución básica) y desprendiendo dihidrógeno gaseoso.

Las ecuaciones químicas correspondientes a estas reacciones para un metal alcalino y otro alcalinotérreo son, respectivamente:

$$NaH(s) + H_2O(l) \rightarrow NaOH(aq) + H_2(g)$$

$$CaH_2(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(aq) + 2\ H_2(g)$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.171. ¿Cuántos moles de O_2 se requieren para completar la combustión de 2,2 g de C_3H_8 generando CO_2 y H_2O?
a) 0,05
b) 0,15
c) 0,25
d) 0,50

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del propano es:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

Relacionando C_3H_8 con O_2:

$$2{,}2\ \text{g}\ C_3H_8 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_8}{44{,}0\ \text{g}\ C_3H_8} \cdot \frac{5\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 0{,}25\ \text{mol}\ O_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.172. El trióxido de azufre se obtiene por oxidación del dióxido de azufre según la ecuación:

$$2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$$

Si a partir de 16,0 g de una muestra de SO_2 se obtienen 18,0 g de SO_3, ¿cuál ha sido el rendimiento del proceso?
a) 70,0 %
b) 80,0 %
c) 90,0 %
d) 100 %

(O.Q.L. Galicia 2012)

Relacionando SO_2 con SO_3 se obtiene que la masa de SO_3 que se debería de haber obtenido a partir de 16,0 g de SO_2 es:

$$16{,}0\ \text{g}\ SO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{64{,}1\ \text{g}\ SO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ SO_3}{1\ \text{mol}\ SO_2} \cdot \frac{80{,}1\ \text{g}\ SO_3}{1\ \text{mol}\ SO_3} = 20{,}0\ \text{g}\ SO_3$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{18{,}0\ \text{g}\ SO_3\ \text{(real)}}{20{,}0\ \text{g}\ SO_3\ \text{(teórico)}} \cdot 100 = 90{,}0\ \%$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.173. Cuando se hace pasar dióxido de carbono a través de una disolución que contiene hidróxido de bario:
a) El gas que sale huele a hierba mojada.
b) La disolución cambia del rosa al amarillo.
c) Precipita un sólido blanco.
d) No pasa nada.

(O.Q.L. Murcia 2012)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CO_2 y $Ba(OH)_2$ es:

$$CO_2(g) + Ba(OH)_2(aq) \rightarrow BaCO_3(s) + H_2O(l)$$

Se trata de una reacción de precipitación en la que se forma un precipitado de $BaCO_3$ de color blanco.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2009 y 2011).

7.174. La concentración de bromuro presente en la disolución resultante de mezclar un litro de disolución 1 molar de bromuro de potasio con dos litros de disolución 1 molar de nitrato de plata es:
a) 0,3333 molar
b) 1 molar
c) 2 molar
d) Bastante menor que 0,0001 molar.

(O.Q.L. Murcia 2012)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre KBr y $AgNO_3$ es:

$$KBr(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow KNO_3(aq) + AgBr(s)$$

El AgBr es un sólido insoluble por lo que la cantidad de Br^- que permanece en disolución es muy pequeña.

La respuesta correcta es la **d**.

7.175. Para la reacción:

$$Mg(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$

¿Cuál es la masa de magnesio que reacciona con 20 cm^3 de HCl 2,5 M?
a) 1,20 g
b) 0,31 g
c) 0,61 g
d) 2,4 g

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

Relacionando HCl con Mg:

$$20\ cm^3\ HCl\ 2{,}5\ M \cdot \frac{2{,}5\ mmol\ HCl}{1\ cm^3\ HCl\ 2{,}5\ M} \cdot \frac{1\ mmol\ Mg}{2\ mmol\ HCl} \cdot \frac{24{,}3\ mg\ Mg}{1\ mmol\ Mg} \cdot \frac{1\ g\ Mg}{10^3\ mg\ Mg} = 0{,}61\ g\ Mg$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.176. Para la reacción:

$$2\ NaOH(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

¿Cuál es el volumen de NaOH 0,500 M que reacciona exactamente con 25,0 cm^3 de H_2SO_4 2,00 M?
a) 100 cm^3
b) 200 cm^3
c) 50 cm^3
d) 25 cm^3

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

Relacionando H_2SO_4 con NaOH:

$$25{,}0\ cm^3\ H_2SO_4\ 2{,}00\ M \cdot \frac{2{,}0\ mmol\ H_2SO_4}{1\ cm^3\ H_2SO_4\ 2{,}00\ M} \cdot \frac{2\ mmol\ NaOH}{1\ mmol\ H_2SO_4} = 100\ mmol\ NaOH$$

Como se dispone de NaOH 0,500 M, el volumen que se necesita para neutralizar el ácido es:

$$100\ mmol\ NaOH \cdot \frac{1\ cm^3\ NaOH\ 0{,}500\ M}{0{,}500\ mmol\ NaOH} = 200\ cm^3\ NaOH\ 0{,}500\ M$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.177. El rendimiento teórico de una reacción en fase gaseosa depende de la:
a) Estequiometría de la reacción.
b) Presión
c) Temperatura
d) Cantidad de reactivo limitante.

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

El reactivo limitante de una reacción determina la cantidad de producto formado y, por tanto, el rendimiento de la reacción.

La respuesta correcta es la **d**.

7.178. Para preparar 0,500 L de una disolución de amoniaco 1,50 M se hace reaccionar suficiente sulfato de amonio con hidróxido de potasio. Si el rendimiento de la reacción es de un 90,0 %, la cantidad de sal necesaria expresada en gramos es:
a) 37,9
b) 42,1
c) 55,0
d) 75,7

(O.Q.L. Asturias 2012)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre KOH y $(NH_4)_2SO_4$ es:

$$2\ KOH(aq) + (NH_4)_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ NH_3(aq) + 2\ H_2O(l) + K_2SO_4(aq)$$

Relacionando NH_3 con $(NH_4)_2SO_4$:

$$0{,}500\ L\ NH_3\ 1{,}50\ M \cdot \frac{1{,}50\ mol\ NH_3}{1\ L\ NH_3\ 1{,}50\ M} \cdot \frac{1\ mol\ (NH_4)_2SO_4}{2\ mol\ NH_3} \cdot \frac{132{,}0\ g\ (NH_4)_2SO_4}{1\ mol\ (NH_4)_2SO_4} = 49{,}5\ g\ (NH_4)_2SO_4$$

Como el rendimiento del proceso es el 90,0 %:

$$49{,}5\ g\ (NH_4)_2SO_4 \cdot \frac{100\ g\ (NH_4)_2SO_4\ (\text{teórico})}{90{,}0\ g\ (NH_4)_2SO_4\ (\text{real})} = 55{,}0\ g\ (NH_4)_2SO_4$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.179. Casi todo el carbón de hulla que se quema en EE.UU. contiene del 1 al 3 % de azufre, el cual se halla generalmente formando parte de minerales como la pirita, FeS_2. Durante la combustión del carbón, este azufre se convierte en dióxido de azufre según la reacción:

$$4\ FeS_2 + 11\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$$

Parte de este dióxido de azufre sufre en la atmósfera un proceso causante básicamente de:
a) Efecto invernadero.
b) Disminución de la capa de ozono.
c) Lluvia ácida.
d) Formación de la carboxihemoglobina que dificulta el transporte de oxígeno en la sangre.

(O.Q.L. Asturias 2012)

El fenómeno de la "lluvia ácida" consiste en que el dióxido de azufre, SO_2, procedente de la tostación de los minerales como la pirita se transforma, en la atmósfera, con la ayuda de la radiación solar o por la acción del ozono de la troposfera, en trióxido de azufre, SO_3, de acuerdo con la siguientes ecuaciones químicas:

- Radiación solar:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{\text{radiación UV}} 2\ SO_3(g)$$

■ Reacción con ozono:

$$SO_2(g) + O_3(g) \rightarrow SO_3(g) + O_2(g)$$

Posteriormente, los óxidos de azufre en contacto con el agua de lluvia forman los ácidos correspondientes:

$$SO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_3(aq)$$

$$SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(aq)$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1996).

7.180. Dada la reacción:

$$P_2O_5(s) + 3\ H_2O(l) \rightarrow 2\ H_3PO_4(aq)$$

Calcule la cantidad de agua que se necesita para preparar 3,0 mol de ácido fosfórico a partir de pentóxido de fósforo sabiendo que esta tiene lugar con un rendimiento del 92 %.
a) 36 mL
b) 88 mL
c) 74,52 mL
d) 33,12 mL

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Supuesto un rendimiento del 92 %, la cantidad de H_2O que se necesita para preparar 3 mol de H_3PO_4 es:

$$x\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ H_3PO_4}{3\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{92\ \text{mol}\ H_3PO_4\ \text{(real)}}{100\ \text{mol}\ H_3PO_4\ \text{(teórico)}} = 3{,}0\ \text{mol}\ H_3PO_4$$

Se obtiene, $x = 88\ \text{g}\ H_2O$

Considerando que la densidad del agua es 1,0 g mL^{-1}, el volumen correspondiente es:

$$88\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_2O}{1{,}0\ \text{g}\ H_2O} = 88\ \text{mL}\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.181. Cuando 1,2 g de magnesio reaccionan exactamente con 0,60 g de oxígeno se forman 1,8 g de óxido de magnesio. Si se hacen reaccionar 12 g de magnesio con 8,0 g de oxígeno, la cantidad de óxido que se obtendrá será de:
a) 20 g
b) 16 g
c) 18 g
d) 14 g
e) No puede saberse.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Las relaciones másicas estequiométrica e inicial son, respectivamente:

$$\frac{1{,}2\ \text{g Mg}}{0{,}60\ \text{g O}} = 2 \qquad\qquad \frac{12\ \text{g Mg}}{8{,}0\ \text{g O}} = 1{,}5$$

Como la relación másica inicial es menor que 2 quiere decir que sobra oxígeno, por lo que Mg es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de óxido de magnesio:

$$12\ \text{g Mg} \cdot \frac{(1{,}2 + 0{,}60)\ \text{g óxido de magnesio}}{1{,}2\ \text{g Mg}} = 18\ \text{g óxido de magnesio}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.182. La combustión de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, constituye una de las principales fuentes energéticas de los seres vivos. En la reacción se produce dióxido de carbono y agua.

$$a\ C_6H_{12}O_6 + b\ O_2 \rightarrow c\ CO_2 + d\ H_2O$$

Los coeficientes estequiométricos a, b, c y d, son, respectivamente:

a) 1, 3, 6, 3
b) 1, 6, 6, 6
c) 1, 9, 6, 12
d) 1, 12, 6, 12
e) 1, 6, 3, 6

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de la glucosa es:

$$C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2 \rightarrow 6\ CO_2 + 6\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.183. El ion $AuCl_4^-$ se obtiene en el laboratorio disolviendo oro en agua regia (mezcla de tres volúmenes de HCl 12,0 M y un volumen de HNO_3 16,0 M), de acuerdo con la siguiente reacción:

$$Au(s) + NO_3^-(aq) + 4\ Cl^-(aq) + 4\ H^+(aq) \rightarrow AuCl_4^-(aq) + NO(g) + 2\ H_2O(l)$$

¿Cuántos mL de agua regia se necesitan para disolver 10,0 g de oro?

a) 29,1 mL
b) 22,6 mL
c) 26,2 mL
d) 19,3 mL

(O.Q.L. Galicia 2013)

Los iones nitrato, cloruro y oxidanio (protones) procedentes del agua regia intervienen la reacción en la proporción 1:4:4, respectivamente. Es el limitante de ellos tres el que determine la cantidad de agua regia consumida por la masa de oro a disolver.

Suponiendo volúmenes aditivos, el agua regia puede prepararse con 0,750 L de HCl y 0,250 L de HNO_3 de las concentraciones indicadas. Los iones presentes en la disolución formada son:

$$0{,}250\ \text{L HNO}_3\ 16{,}0\ \text{M} \cdot \frac{16{,}0\ \text{mol HNO}_3}{1\ \text{L HNO}_3\ 16{,}0\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mol NO}_3^-}{1\ \text{mol HNO}_3} = 4{,}00\ \text{mol NO}_3^-$$

$$0{,}750\ \text{L HCl}\ 12\ \text{M} \cdot \frac{12{,}0\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl}\ 12{,}0\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}^-}{1\ \text{mol HCl}} = 9{,}00\ \text{mol Cl}^-$$

$$\left.\begin{array}{r} 0{,}250\ \text{L HNO}_3\ 16{,}0\ \text{M} \cdot \dfrac{16{,}0\ \text{mol HNO}_3}{1\ \text{L HNO}_3\ 16{,}0\ \text{M}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}^+}{1\ \text{mol HNO}_3} = 4{,}00\ \text{mol H}^+ \\ 0{,}750\ \text{L HCl}\ 12{,}0\ \text{M} \cdot \dfrac{12{,}0\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl}\ 12{,}0\ \text{M}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}^+}{1\ \text{mol HCl}} = 9{,}00\ \text{mol H}^+ \end{array}\right\} \rightarrow \quad 13{,}0\ \text{mol H}^+$$

La relación molar entre H^+ y NO_3^- es:

$$\frac{13{,}0\ \text{mol H}^+}{4{,}00\ \text{mol NO}_3^-} = 3{,}25$$

Como la relación molar es menor que 4 quiere decir que sobra NO_3^-, por lo que entre ambos H^+ es el reactivo limitante.

La relación molar entre H^+ y Cl^- es:

$$\frac{13{,}0 \text{ mol } H^+}{9{,}00 \text{ mol } Cl^-} = 1{,}44$$

Como esta relación molar es mayor que 1 quiere decir que sobra H^+, por lo que Cl^- es el reactivo limitante que determina la cantidad de agua regia que que reacciona con Au:

$$10{,}0 \text{ g Au} \cdot \frac{1 \text{ mol Au}}{197{,}0 \text{ g Au}} \cdot \frac{4 \text{ mol } Cl^-}{1 \text{ mol Au}} \cdot \frac{1 \text{ L agua regia}}{9 \text{ mol } Cl^-} \cdot \frac{10^3 \text{ mL agua regia}}{1 \text{ L agua regia}} = 22{,}6 \text{ mL agua regia}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.184. En la ecuación química.

$$H_2 + ½\, O_2 \rightarrow H_2O$$

reaccionan exactamente $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de hidrógeno con 16 g de oxígeno. ¿Qué cantidad de agua se produce?
a) $3{,}01 \cdot 10^{23}$ moléculas
b) 18 g
c) 9 g
d) 0,5 mol

(O.Q.L. Murcia 2013)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 16 \text{ g } O_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } O_2}{32{,}0 \text{ g } O_2} = 0{,}50 \text{ mol } O_2 \\ 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } H_2}{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2} = 1{,}00 \text{ mol } H_2 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{1{,}00 \text{ mol } H_2}{0{,}50 \text{ mol } O_2} = 2{,}0$$

Como las cantidades dadas son estequiométricas se toma una de ellas, por ejemplo la de O_2 y se relaciona con H_2O:

$$0{,}50 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{18{,}0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 18 \text{ g } H_2O$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.185. La denominada lluvia ácida se debe a la presencia en la atmósfera de:
a) Monóxido de carbono
b) Dióxido de carbono
c) Óxidos de nitrógeno y/o azufre
d) Gotículas de cloruro de hidrógeno.

(O.Q.L. Murcia 2013)

El fenómeno que se conoce con el nombre de la "lluvia ácida" es debido a la presencia en la atmósfera de óxidos de azufre y nitrógeno que forman oxoácidos de acuerdo con las siguientes reacciones químicas:

- Óxido de azufre

$$2\, SO_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{\text{radiación UV}} 2\, SO_3(g)$$

$$SO_2(g) + O_3(g) \rightarrow SO_3(g) + O_2(g)$$

$$SO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_3(aq)$$

- Óxido de nitrógeno

$$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\, NO(g)$$

$$2\, NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\, NO_2(g)$$

$$3\, NO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow 2\, HNO_3(aq) + NO(g)$$

$$SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(aq)$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1996, Asturias 2012, El Escorial 2012 y Madrid 2013).

7.186. El carburo de calcio, CaC_2, se prepara por reacción del óxido de calcio, CaO, con carbono, C. En la reacción se desprende monóxido de carbono. ¿Cuántos gramos de carburo de calcio se obtienen al hacer reaccionar 0,130 g de óxido de calcio con un exceso de carbono? ¿Cuántos gramos de carbono se consumen?
a) 0,13 g de CaC_2 y 5 g de C
b) 0,641 g de CaC_2 y 0,12 g de C
c) 0,148 g de CaC_2 y 5 g de C
d) 0,148 g de CaC_2 y 0,0836 g de C

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del carburo de calcio es:

$$CaO(s) + 3\,C(s) \rightarrow CaC_2(s) + CO(g)$$

Relacionando CaO con CaC_2:

$$0{,}130\text{ g CaO}\cdot\frac{1\text{ mol CaO}}{56{,}0\text{ g CaO}}\cdot\frac{1\text{ mol CaC}_2}{1\text{ mol CaO}}\cdot\frac{64{,}0\text{ g CaC}_2}{1\text{ mol CaC}_2} = 0{,}148\text{ g CaC}_2$$

Relacionando CaO con C:

$$0{,}130\text{ g CaO}\cdot\frac{1\text{ mol CaO}}{56{,}0\text{ g CaO}}\cdot\frac{3\text{ mol C}}{1\text{ mol CaO}}\cdot\frac{12{,}0\text{ g C}}{1\text{ mol C}} = 0{,}0836\text{ g C}$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.187. El tostado del mineral de blenda, ZnS, es la reacción:

$$ZnS(s) + 3/2\,O_2(g) \rightarrow ZnO(s) + SO_2(g)$$

Partiendo de 9,74 g de mineral de blenda se obtiene un volumen de 1,5 L de dióxido de azufre medidos en c.n. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?
a) 98 %
b) 60 %
c) 67 %
d) 75 %

(O.Q.L. Extremadura 2013)

Relacionando ZnS con SO_2 se obtiene la cantidad de este que se debería de haber obtenido a partir de la muestra de blenda:

$$9{,}74\text{ g ZnS}\cdot\frac{1\text{ mol ZnS}}{97{,}5\text{ g ZnS}}\cdot\frac{1\text{ mol SO}_2}{1\text{ mol ZnS}} = 0{,}100\text{ mol SO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}100\text{ mol SO}_2)\cdot(0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot 273{,}15\text{ K}}{1\text{ atm}} = 2{,}24\text{ L SO}_2$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{1{,}5\text{ L SO}_2\text{ (real)}}{2{,}24\text{ L SO}_2\text{ (teórico)}}\cdot 100 = 67\ \%$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.188. Se mezclan dos disoluciones, 30 mL de una disolución de concentración 0,10 M de $Ca(NO_3)_2$, con 15 mL de Na_3PO_4 de concentración 0,20 M. Después de completarse la reacción, ¿cuál de los siguientes iones tiene la concentración más baja al final?
a) Na^+
b) Ca^{2+}
c) NO_3^-
d) PO_4^{3-}

(O.Q.L. Madrid 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $Ca(NO_3)_2$ y Na_3PO_4 es:

$$3\ Ca(NO_3)_2(aq) + 2\ Na_3PO_4(aq) \rightarrow 6\ NaNO_3(aq) + Ca_3(PO_4)_2(s)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 30\ \text{mL}\ Ca(NO_3)_2\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \dfrac{0{,}10\ \text{mmol}\ Ca(NO_3)_2}{1\ \text{mL}\ Ca(NO_3)_2\ 0{,}10\ \text{M}} = 3{,}0\ \text{mmol}\ Ca(NO_3)_2 \\ 15\ \text{mL}\ Na_3PO_4\ 0{,}20\ \text{M} \cdot \dfrac{0{,}20\ \text{mmol}\ Na_3PO_4}{1\ \text{mL}\ Na_3PO_4\ 0{,}20\ \text{M}} = 3{,}0\ \text{mmol}\ Na_3PO_4 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{3{,}0\ \text{mmol}\ Ca(NO_3)_2}{3{,}0\ \text{mmol}\ Na_3PO_4} = 1{,}0$$

Como la relación molar es menor que 3/2 quiere decir que sobra Na_3PO_4, y que $Ca(NO_3)_2$ es el reactivo limitante que determina la cantidad de $Ca_3(PO_4)_2$ que se forma. Dado que esta sustancia es un sólido que precipita, que el otro producto formado, $NaNO_3$, queda en disolución, y que además hay $Ca_3(PO_4)_2$ en exceso, el único ion que no queda presente en la disolución resultante es el Ca^{2+}.

La respuesta correcta es la **b**.

7.189. ¿Qué volumen en condiciones normales ocupa el CO_2 desprendido en la combustión de 5,00 g de vitamina A, $C_{20}H_{30}O$?
a) 7,83 L
b) 6,62 L
c) 0,350 L
d) 0,392 L

(O.Q.L. Madrid 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de la vitamina A es:

$$C_{20}H_{30}O(s) + 27\ O_2(g) \rightarrow 20\ CO_2(g) + 15\ H_2O(l)$$

Relacionando $C_{20}H_{30}O$ con CO_2:

$$5{,}00\ \text{g}\ C_{20}H_{30}O \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_{20}H_{30}O}{286{,}0\ \text{g}\ C_{20}H_{30}O} \cdot \frac{20\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_{20}H_{30}O} = 0{,}350\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}350\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 7{,}83\ \text{L}\ CO_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.190. ¿Cuántos gramos de $H_2(g)$ se producen al hacer reaccionar 2,00 g de Mg con 100 mL de disolución de HCl 2,00 M?
a) $9,26 \cdot 10^{-2}$ g
b) 2,00 g
c) 0,100 g
d) 0,165 g
e) 0,200 g

(O.Q.L. Cantabria 2013) (O.Q.L. Cantabria 2016)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Mg es:

$$Mg(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 2{,}00\ g\ Mg \cdot \dfrac{1\ mol\ Mg}{24{,}3\ g\ Mg} = 0{,}0823\ mol\ Mg \\ 100\ mL\ HCl\ 2{,}00\ M \cdot \dfrac{2{,}00\ mol\ HCl}{10^3\ mL\ HCl\ 2{,}00\ M} = 0{,}200\ mol\ HCl \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{0{,}200\ mol\ HCl}{0{,}0823\ mol\ Al} = 2{,}43$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra HCl, por lo que Mg es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de H_2:

$$0{,}0823\ mol\ Mg \cdot \frac{1\ mol\ H_2}{1\ mol\ Mg} \cdot \frac{2{,}0\ g\ H_2}{1\ mol\ H_2} = 0{,}165\ g\ H_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Ávila 2009 y Cantabria 2011).

7.191. Para la determinación de la pureza de una muestra de carbonato de bario se evalúa la pérdida de peso en donde se libera CO_2 cuando la muestra se introduce en una mufla a 400 °C. Si se colocan 24,5 g de una muestra contaminada de $BaCO_3$ a 400 °C y después de cuatro horas, el peso de la muestra es de 20,1 g. El porcentaje de $BaCO_3$ en la muestra es:
a) 98,0 %
b) 81,6 %
c) 80,5 %
d) 40,8 %
e) 18,5 %

(O.Q.L. Cantabria 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición térmica del $BaCO_3$ es:

$$BaCO_3(s) \rightarrow BaO(s) + CO_2(g)$$

La pérdida de peso de la muestra se debe a la masa de CO_2 liberado. Relacionando este con $BaCO_3$:

$$(24{,}5 - 20{,}1)\ g\ CO_2 \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{44{,}0\ g\ CO_2} \cdot \frac{1\ mol\ BaCO_3}{1\ mol\ CO_2} \cdot \frac{197{,}3\ g\ BaCO_3}{1\ mol\ BaCO_3} = 19{,}7\ g\ BaCO_3$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{19{,}7\ g\ BaCO_3}{24{,}5\ g\ muestra} \cdot 100 = 80{,}5\ \%\ BaCO_3$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.192. En un recipiente hay cantidades equimoleculares de hidrógeno y oxígeno gaseosos y su masa total es de 340 g. Si se produce la combustión completa del hidrógeno, el número de moles de oxígeno dentro del recipiente tras la combustión es:
a) 2,5
b) 5,0
c) 10
d) 0
e) 3,5

(O.Q.L. Cantabria 2013)

Considerando que el número de moles de oxígeno y de hidrógeno de la mezcla es x se puede escribir la siguiente ecuación:

$$x \text{ mol } O_2 \cdot \frac{16{,}0 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} + x \text{ mol } H_2 \cdot \frac{2{,}0 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 340 \text{ g mezcla} \quad \rightarrow \quad x = 10 \text{ mol } O_2$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del H_2 es:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)$$

Relacionando ambas sustancias:

$$10 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } H_2} = 5{,}0 \text{ mol } O_2$$

Haciendo un balance de materia de O_2:

$$10 \text{ mol } O_2 \text{ (inicial)} - 5{,}0 \text{ mol } O_2 \text{ (reaccionado)} = 5{,}0 \text{ mol } O_2 \text{ (sobrante)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.193. Calcule la masa de ácido acético comercial (pureza 97,0 % en masa) que debe reaccionar con un exceso de tricloruro de fósforo para obtener 75,0 g de cloruro de acetilo, C_2H_3OCl, si el rendimiento de la reacción es del 78,2 %:

$$C_2H_4O_2 + PCl_3 \rightarrow C_2H_3OCl + H_3PO_3 \text{ (sin ajustar)}$$

a) 60,0 g
b) 73,2 g
c) 75,5 g
d) 78,2 g
e) 78,5 g

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La ecuación química ajustada es:

$$3\ C_2H_4O_2 + PCl_3 \rightarrow 3\ C_2H_3OCl + H_3PO_3$$

Si el rendimiento del proceso es del 78,2 %, la cantidad de $C_2H_4O_2$ que habría de reaccionar para obtener realmente 75,0 g de C_2H_3OCl es:

$$x \text{ g } C_2H_4O_2 \text{ (teo)} \cdot \frac{78{,}2 \text{ g } C_2H_4O_2 \text{ (re)}}{100 \text{ g } C_2H_4O_2 \text{ (teo)}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_4O_2}{60{,}0 \text{ g } C_2H_4O_2} \cdot \frac{3 \text{ mol } C_2H_3OCl}{3 \text{ mol } C_2H_4O_2} \cdot \frac{78{,}5 \text{ g } C_2H_3OCl}{1 \text{ mol } C_2H_3OCl} = 75{,}0 \text{ g } C_2H_3OCl$$

Se obtiene, $x = 73{,}3 \text{ g } C_2H_4O_2$

Como se dispone de un $C_2H_4O_2$ comercial de riqueza 97 %:

$$73{,}3\ \text{g}\ C_2H_4O_2 \cdot \frac{100\ \text{g}\ C_2H_4O_2\ 97\ \%}{97{,}0\ \text{g}\ C_2H_4O_2} = 75{,}6\ \text{g}\ C_2H_4O_2\ 97\ \%$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.194. Si se hacen reaccionar $3{,}54 \cdot 10^7$ g de $TiCl_4$ con $1{,}13 \cdot 10^7$ g de Mg según:

$$TiCl_4(g) + 2\ Mg(l) \rightarrow Ti(s) + 2\ MgCl_2(l)$$

y se obtienen $7{,}91 \cdot 10^3$ kg de Ti, el rendimiento del proceso es:
a) 0,88 %
b) 88,4 %
c) 8,84 %
d) 44,2 %

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{aligned} 3{,}54 \cdot 10^7\ \text{g}\ TiCl_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ TiCl_4}{189{,}9\ \text{g}\ TiCl_4} = 1{,}86 \cdot 10^5\ \text{mol}\ TiCl_4 \\ 1{,}13 \cdot 10^7\ \text{g Mg} \cdot \frac{1\ \text{mol Mg}}{24{,}3\ \text{g Mg}} = 4{,}65 \cdot 10^5\ \text{mol Mg} \end{aligned}\right\} \rightarrow \frac{4{,}65 \cdot 10^5\ \text{mol Mg}}{1{,}86 \cdot 10^5\ \text{mol}\ TiCl_4} = 2{,}50$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra Mg, y que $TiCl_4$ es el reactivo limitante que determina la cantidad de Ti que se forma.

Relacionando $TiCl_4$ con Ti se obtiene que la masa de este que se debería de haber obtenido a partir de la cantidad inicial de $TiCl_4$ es:

$$1{,}86 \cdot 10^5\ \text{mol}\ TiCl_4 \cdot \frac{1\ \text{mol Ti}}{1\ \text{mol}\ TiCl_4} \cdot \frac{47{,}9\ \text{g Ti}}{1\ \text{mol Ti}} \cdot \frac{1\ \text{kg Ti}}{10^3\ \text{g Ti}} = 8{,}93 \cdot 10^3\ \text{kg Ti}$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{7{,}91 \cdot 10^3\ \text{kg Ti (real)}}{8{,}93 \cdot 10^3\ \text{kg Ti (teórico)}} \cdot 100 = 88{,}6\ \%$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.195. Se han formado 55,5 g de cloruro de calcio a partir de 45,17 g de hidróxido de calcio al 82,0 % de pureza y 116,4 mL de ácido clorhídrico comercial (37,0 % en masa y densidad de 1,18 g mL^{-1}). El reactivo en exceso y la cantidad sobrante son:
a) El hidróxido de calcio, sobran 8,1 g.
b) La disolución de ácido clorhídrico, sobran 74,65 mL.
c) La disolución de ácido clorhídrico, sobran 32,9 mL.
d) No hay reactivo en exceso.

(O.Q.L. Asturias 2014)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y $Ca(OH)_2$ es:

$$2\ HCl(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$45{,}17\ \text{g}\ Ca(OH)_2\ 82{,}0\ \% \cdot \frac{82{,}0\ \text{g}\ Ca(OH)_2}{100\ \text{g}\ Ca(OH)_2\ 82{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2}{74{,}0\ \text{g}\ Ca(OH)_2} = 0{,}500\ \text{mol}\ Ca(OH)_2$$

$$116{,}4 \text{ mL HCl } 37\ \% \cdot \frac{1{,}18 \text{ g HCl } 37\ \%}{1 \text{ mL HCl } 37\ \%} \cdot \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 37\ \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36{,}5 \text{ g HCl}} = 1{,}39 \text{ mol HCl}$$

La relación molar entre ambos reactivos es:

$$\frac{1{,}39 \text{ mol HCl}}{0{,}500 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 2{,}78$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra HCl, y que $Ca(OH)_2$ es el reactivo limitante que determina la cantidad de HCl sobrante:

$$0{,}500 \text{ mol Ca(OH)}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 1{,}00 \text{ mol HCl}$$

$$1{,}39 \text{ mol HCl (inicial)} - 1{,}00 \text{ mol HCl (gastado)} = 0{,}390 \text{ mol HCl (sobrante)}$$

El volumen de disolución de HCl del 37,0 % sobrante es

$$0{,}390 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36{,}5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 37{,}0\ \%}{37{,}0 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 37{,}0\ \%}{1{,}18 \text{ g HCl } 37{,}0\ \%} = 32{,}6 \text{ mL HCl } 37{,}0\ \%$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.196. Para determinar el porcentaje de azufre que contiene una muestra de petróleo se puede transformar el azufre en sulfato y precipitarlo como sulfato de bario formado. Tomando 11,7 mL de petróleo de densidad 0,87 g mL^{-1}, se obtienen 1,20 g de sulfato de bario. El tanto por ciento en masa de azufre en el petróleo es:
a) 1,6
b) 2,0
c) 3,2
d) 4,0

(O.Q.L. Asturias 2014)

Relacionando petróleo con $BaSO_4$ y con S:

$$\frac{1{,}20 \text{ g BaSO}_4}{11{,}7 \text{ mL petróleo}} \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{233{,}3 \text{ g BaSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol BaSO}_4} \cdot \frac{32{,}1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{1 \text{ mL petróleo}}{0{,}87 \text{ g petróleo}} \cdot 100 = 1{,}6\ \% \text{ S}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.197. Cuando se mezclan disoluciones de ácido clorhídrico e hidróxido de sodio, se obtiene cloruro de sodio. ¿Qué mezcla producirá la mayor cantidad de cloruro de sodio?
a) 10,0 mL de HCl 0,10 M y 10,0 mL de NaOH 0,10 M.
b) 40,0 mL de HCl 0,05 0M y 5,0 mL de NaOH 0,20 M.
c) 5,0 mL de HCl 0,20 M y 20,0 mL de NaOH 0,10 M.
d) Todas producen la misma cantidad.
e) No se puede calcular.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

a) Falso. La cantidad de cada uno de los reactivos es:

$$\left.\begin{array}{r}10,0\text{ mL HCl }0,10\text{ M}\cdot\dfrac{0,10\text{ mmol HCl}}{1\text{ mL HCl }0,10\text{ M}}=1,0\text{ mmol HCl}\\[2ex]10,0\text{ mL NaOH }0,10\text{ M}\cdot\dfrac{0,10\text{ mmol NaOH}}{1\text{ mL NaOH }0,10\text{ M}}=1,0\text{ mmol NaOH}\end{array}\right\}\rightarrow\quad\frac{1,0\text{ mmol HCl}}{1,0\text{ mmol NaOH}}=1,0$$

Como la relación molar es igual a 1 quiere decir que son cantidades estequiométricas y cualquiera de ellas determina la cantidad de NaCl formado:

$$1,0\text{ mmol HCl}\cdot\frac{1\text{ mmol NaCl}}{1\text{ mmol HCl}}=1,0\text{ mmol NaCl}$$

b) Falso. La cantidad de cada uno de los reactivos es:

$$\left.\begin{array}{r}40,0\text{ mL HCl }0,05\text{ M}\cdot\dfrac{0,050\text{ mmol HCl}}{1\text{ mL HCl }0,050\text{ M}}=2,0\text{ mmol HCl}\\[2ex]5,0\text{ mL NaOH }0,20\text{ M}\cdot\dfrac{0,20\text{ mmol NaOH}}{1\text{ mL NaOH }0,20\text{ M}}=1,0\text{ mmol NaOH}\end{array}\right\}\rightarrow\quad\frac{2,0\text{ mmol HCl}}{1,0\text{ mmol NaOH}}=2,0$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que sobra HCl y que NaOH es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de NaCl:

$$1,0\text{ mmol NaOH}\cdot\frac{1\text{ mmol NaCl}}{1\text{ mmol NaOH}}=1,0\text{ mmol NaCl}$$

c) Falso. La cantidad de cada uno de los reactivos es:

$$\left.\begin{array}{r}5,0\text{ mL HCl }0,20\text{ M}\cdot\dfrac{0,20\text{ mmol HCl}}{1\text{ mL HCl }0,20\text{ M}}=1,0\text{ mmol HCl}\\[2ex]20,0\text{ mL NaOH }0,10\text{ M}\cdot\dfrac{0,10\text{ mmol NaOH}}{1\text{ mL NaOH }0,10\text{ M}}=2,0\text{ mmol NaOH}\end{array}\right\}\rightarrow\quad\frac{1,0\text{ mmol HCl}}{2,0\text{ mmol NaOH}}=0,50$$

Como la relación molar es menor que 1 quiere decir que sobra NaOH y que HCl es el reactivo limitante que determina la cantidad de NaCl formado:

$$1,0\text{ mmol HCl}\cdot\frac{1\text{ mmol NaCl}}{1\text{ mmol HCl}}=1,0\text{ mmol NaCl}$$

En los tres casos, se forma la misma cantidad de NaCl, 1,0 mmol.

La respuesta correcta es la **d**.

7.198. La obtención de HNO_3 a partir de nitrato de sodio (nitrato de Chile) y ácido sulfúrico concentrado y caliente se lleva a cabo según la ecuación:

$$2\ NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ HNO_3$$

Suponiendo un rendimiento del 80,0 %, ¿qué cantidad de nitrato de Chile se necesita para preparar 1.000 L de HNO_3 del 68,0 % de riqueza y densidad 1,40 g mL^{-1}?
a) 1.606 kg
b) 1.190 kg
c) 952 kg
d) 1.750 kg

(O.Q.L. La Rioja 2014)

La cantidad de HNO_3 a producir es:

$$1.000\ \text{L}\ HNO_3\ 68{,}0\ \% \cdot \frac{10^3\ \text{mL}\ HNO_3\ 68{,}0\ \%}{1\ \text{L}\ HNO_3\ 68{,}0\ \%} \cdot \frac{1{,}40\ \text{g}\ HNO_3\ 68{,}0\ \%}{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 68{,}0\ \%} = 1{,}40 \cdot 10^6\ \text{g}\ HNO_3\ 68{,}0\ \%$$

$$1{,}40 \cdot 10^6\ \text{g}\ HNO_3\ 68{,}0\ \% \cdot \frac{68{,}0\ \text{g}\ HNO_3}{100\ \text{g}\ HNO_3\ 68{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ HNO_3}{63{,}0\ \text{g}\ HNO_3} = 1{,}51 \cdot 10^4\ \text{mol}\ HNO_3$$

Relacionando HNO_3 con $NaNO_3$ teniendo en cuenta un rendimiento del 80 %:

$$x\ \text{mol}\ NaNO_3 \cdot \frac{80{,}0\ \text{mol}\ NaNO_3\ \text{(real)}}{100\ \text{mol}\ NaNO_3\ \text{(teórico)}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ HNO_3}{1\ \text{mol}\ NaNO_3} = 1{,}51 \cdot 10^4\ \text{mol}\ HNO_3$$

Se obtiene, $x = 1{,}89 \cdot 10^4$ mol $NaNO_3$

La masa correspondiente es:

$$1{,}89 \cdot 10^4\ \text{mol}\ NaNO_3 \cdot \frac{85{,}0\ \text{g}\ NaNO_3}{1\ \text{mol}\ NaNO_3} \cdot \frac{1\ \text{kg}\ NaNO_3}{10^3\ \text{g}\ NaNO_3} = 1{,}61 \cdot 10^3\ \text{kg}\ NaNO_3$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.199. El cobre metálico de una muestra de 0,115 g de masa, se hace reaccionar con ácido nítrico y posterior disolución en agua con el fin de ionizarlo, Cu^{2+}. Este ion se analiza haciéndolo reaccionar con I^-, transformándose en el ion I_3^- que se valora con $S_2O_3^{2-}$, de concentración 0,0320 M, gastando 11,75 mL según las siguientes reacciones:

$2\ Cu^{2+}(aq) + 5\ I^-(aq) \rightarrow 2\ CuI(s) + I_3^-(aq)$ (1)

$I_3^-(aq) + 2\ S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 3\ I^-(aq) + S_4O_6^{2-}\ (aq)$ (2)

¿cuál es el porcentaje de cobre metálico en la muestra?
a) 41,25
b) 20,77
c) 45,62
d) 10,38
e) 3,27

(O.Q.L. Madrid 2014)

Relacionando $S_2O_3^{2-}$ con I_3^-:

$$11{,}75\ \text{mL}\ S_2O_3^{2-}\ 0{,}0320\ \text{M} \cdot \frac{0{,}0320\ \text{mmol}\ S_2O_3^{2-}}{1\ \text{mL}\ S_2O_3^{2-}\ 0{,}0320\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ I_3^-}{2\ \text{mmol}\ S_2O_3^{2-}}\ 0{,}188\ \text{mmol}\ I_3^-$$

Relacionando I_3^- con Cu^{2+}:

$$0{,}188\ \text{mmol}\ I_3^- \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ Cu^{2+}}{1\ \text{mmol}\ I_3^-} \cdot \frac{63{,}5\ \text{mg}\ Cu^{2+}}{1\ \text{mmol}\ Cu^{2+}} = 23{,}9\ \text{mg}\ Cu^{2+}$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{23{,}9\ \text{mg}\ Cu^{2+}}{0{,}115\ \text{g muestra}} \cdot \frac{1\ \text{g muestra}}{10^3\ \text{g muestra}} \cdot 100 = 20{,}8\ \%\ \text{Cu}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.200. ¿Cuántas moléculas de CO_2 se producen en la combustión de 10,0 g de isooctano, componente de la gasolina?
a) $1{,}7 \cdot 10^{22}$
b) $4{,}2 \cdot 10^{23}$
c) $5{,}3 \cdot 10^{22}$
d) $4{,}8 \cdot 10^{25}$
e) $6{,}0 \cdot 10^{24}$

(O.Q.N. Madrid 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del isooctano es:

$$2\ C_8H_{18}(l) + 25\ O_2(g) \rightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O(l)$$

Relacionando C_8H_{18} con CO_2:

$$10{,}0\ g\ C_8H_{18} \cdot \frac{1\ mol\ C_8H_{18}}{114{,}0\ g\ C_8H_{18}} \cdot \frac{16\ mol\ CO_2}{2\ mol\ C_8H_{18}} = 0{,}702\ mol\ CO_2$$

El número de moléculas de CO_2 es:

$$0{,}702\ mol\ CO_2 \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ moléculas\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 4{,}23 \cdot 10^{23}\ moléculas\ CO_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.201. El carburo de silicio se forma por calentamiento de SiO_2 y C a altas temperaturas de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$SiO_2(s) + 3\ C(s) \rightarrow SiC(s) + 2\ CO(g)$$

¿Cuántos gramos de CO se producen cuando reaccionan 4,0 g de cada reactivo?
a) 0,27 g
b) 19,7 g
c) 56 g
d) 8 g
e) 3,7 g

(O.Q.N. Madrid 2015)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 4{,}0\ g\ SiO_2 \cdot \dfrac{1\ mol\ SiO_2}{60{,}0\ g\ SiO_2} = 0{,}067\ mol\ SiO_2 \\ 4{,}0\ g\ C \cdot \dfrac{1\ mol\ C}{12{,}0\ g\ C} = 0{,}33\ mol\ C \end{array}\right\} \rightarrow \frac{0{,}33\ mol\ C}{0{,}067\ mol\ SiO_2} = 5{,}0$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 5 quiere decir que sobra C, por lo que SiO_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de CO:

$$0{,}067\ mol\ SiO_2 \cdot \frac{2\ mol\ CO}{1\ mol\ SiO_2} \cdot \frac{28{,}0\ g\ CO}{1\ mol\ CO} = 3{,}7\ g\ CO$$

La respuesta correcta es la **e**.

7.202. Se valora una muestra de 1,5 mL de vinagre comercial (disolución acuosa de ácido acético) con NaOH 0,10 M. Se utiliza fenolftaleína como indicador y se gastan 16,0 mL de base. El grado de acidez del vinagre expresado en gramos de acético por 100 mL será:
a) 1,6
b) 6,4
c) 9,6
d) 96
e) 1,1

(O.Q.N. Madrid 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH es:

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow CH_3COONa(aq) + H_2O(l)$$

Rleacionando NaOH con CH_3COOH se otiene la masa de este que se neutraliza en la valoración:

$$16{,}0 \text{ mL NaOH } 0{,}10 \text{ M} \cdot \frac{0{,}10 \text{ mol NaOH}}{10^3 \text{ mL NaOH } 0{,}10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_3COOH}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{60{,}0 \text{ g } CH_3COOH}{1 \text{ mol } CH_3COOH} = 0{,}096 \text{ g } CH_3COOH$$

Relacionando la masa de CH_3COOH con el volumen de vinagre que la contiene se obtiene el grado de acidez de dicho vinagre:

$$\frac{0{,}096 \text{ g } CH_3COOH}{1{,}5 \text{ mL vinagre}} \cdot 100 \text{ mL vinagre} = 6{,}4$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.203. En el ajuste de la siguiente ecuación a su expresión más simple indique el coeficiente estequiométrico del oxígeno:

$$CuFeS_2 + O_2 \rightarrow Cu_2S + FeO + SO_2$$

a) 2
b) 3
c) 4
d) 6

(O.Q.L. Murcia 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

$$CuFeS_2 + 2\ O_2 \rightarrow \frac{1}{2} Cu_2S + FeO + \frac{3}{2} SO_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.204. Al añadir ácido sulfúrico a unas virutas de cobre:
a) Precipita sulfato de cobre.
b) Se desprende un gas tóxico.
c) Se desprende hidrógeno.
d) Se produce una llama de color azul.

(O.Q.L. Murcia 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y Cu es:

$$2\ H_2SO_4(aq) + Cu(s) \rightarrow CuSO_4(aq) + SO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

En la reacción se forma una disolución azul de $CuSO_4$ y el desprendimiento de SO_2, un gas tóxico.

La respuesta correcta es la **b**.

7.205. El nitrato de cobre(II) y el hidróxido de sodio reaccionan en disolución según:

$$Cu(NO_3)_2(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Cu(OH)_2(s) + 2\ NaNO_3(aq)$$

Si se añaden unas gotas de HNO_3 concentrado a la disolución, disminuye la cantidad de sólido precipitado. La mejor explicación de este fenómeno es porque el ácido:
a) Diluye la disolución haciendo que se disuelva el precipitado.
b) Reacciona con el hidróxido de cobre(II) para formar agua y nitrato de cobre(II), que es soluble.
c) Reacciona con el nitrato de cobre(II) desplazando el equilibrio hacia la izquierda.
d) Disuelve la mayoría de los sólidos incluyendo al nitrato de sodio.
e) Hace que aumente la temperatura de la disolución y se incremente la solubilidad del hidróxido de cobre(II).

(O.Q.L. Murcia 2015) (O.Q.L. Murcia 2016)

Al añadir HNO_3 se produce una reacción ácido-base con el $Cu(OH)_2$ de acuerdo con la siguiente ecuación química ajustada:

$$2\ HNO_3(aq) + Cu(OH)_2(s) \rightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + 2\ H_2O(l)$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.206. Un vaso contiene 50 mL de Na_2SO_4 0,20 M y se añaden 50 mL de $Ba(NO_3)_2$ 0,10 M. Indique la concentración final de iones sulfato en la disolución.
a) 0,20 M
b) 0,10 M
c) 0,050 M
d) 0,025 M

(O.Q.L. Murcia 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Na_2SO_4 y $Ba(NO_3)_2$ es:

$$Na_2SO_4(aq) + Ba(NO_3)_2(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2\ NaNO_3(aq)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 50\ \text{mL}\ Na_2SO_4\ 0{,}2\ \text{M} \cdot \dfrac{0{,}20\ \text{mmol}\ Na_2SO_4}{1\ \text{mL}\ Na_2SO_4\ 0{,}20\ \text{M}} = 10\ \text{mmol}\ Na_2SO_4 \\ 50\ \text{mL}\ Ba(NO_3)_2\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \dfrac{0{,}10\ \text{mmol}\ Ba(NO_3)_2}{1\ \text{mL}\ Ba(NO_3)_2\ 0{,}10\ \text{M}} = 5{,}0\ \text{mmol}\ Ba(NO_3)_2 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{10\ \text{mmol}\ Na_2SO_4}{5{,}0\ \text{mmol}\ Ba(NO_3)_2} = 2$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 1 quiere decir que sobra Na_2SO_4, por lo que $Ba(NO_3)_2$ es el reactivo limitante que determina la cantidad de Na_2SO_4 sobrante:

$$5{,}0\ \text{mmol}\ Ba(NO_3)_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Na_2SO_4}{1\ \text{mmol}\ Ba(NO_3)_2} = 5{,}0\ \text{mmol}\ Na_2SO_4$$

$$10\ \text{mmol}\ Na_2SO_4\ \text{(inicial)} - 5{,}0\ \text{mol}\ Na_2SO_4\ \text{(gastado)} = 5{,}0\ \text{mol}\ Na_2SO_4\ \text{(sobrante)}$$

Considerando volúmenes aditivos la concentración molar de iones sulfato al final de la reacción es:

$$\frac{5{,}0\ \text{mmol}\ Na_2SO_4}{(50 + 50)\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ SO_4^{2-}}{1\ \text{mmol}\ Na_2SO_4} = 0{,}050\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.207. El almagato es un carbonato básico de aluminio y magnesio de masa molecular 629,6 u, utilizado en farmacología para neutralizar la sintomatología producida por el exceso de ácido gástrico o su presencia en el esófago. Se sabe que administrado por vía oral, 1 g de almagato neutraliza 28,7 mmol de HCl. El número de moléculas de ácido clorhídrico neutralizadas por una molécula de almagato es:

a) 7
b) 9
c) 15
d) 18

(O.Q.L. Asturias 2015)

Relacionando almagato (ALM) con HCl se obtiene la relación estequiométrica entre ambas sustancias:

$$1\text{ g ALM}\cdot\frac{10^3\text{ mg ALM}}{1\text{ g ALM}}\cdot\frac{1\text{ mmol ALM}}{629{,}6\text{ mg ALM}}\cdot\frac{x\text{ mmol HCl}}{1\text{ mmol ALM}}=28{,}7\text{ mmol HCl}\quad\rightarrow\quad x=18\text{ mmol HCl}$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.208. Una muestra de 0,200 g contiene solamente $CaCO_3$ y $MgCO_3$. Se valora con una disolución de acuosa 0,200 M de HCl consumiendo 20,75 mL para llegar al punto final de la valoración (formación del cloruro del metal, agua y dióxido de carbono). La cantidad de $CaCO_3$ en la muestra es:

a) 0,041 g
b) 0,080 g
c) 0,159 g
d) 0,200 g

(O.Q.L. Asturias 2015)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la reacción de ambos carbonatos con HCl son, respectivamente:

$$CaCO_3(s) + 2\text{ HCl}(aq) \rightarrow CaCl_2(s) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

$$MgCO_3(s) + 2\text{ HCl}(aq) \rightarrow MgCl_2(s) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

La cantidad de HCl que reacciona es:

$$20{,}75\text{ mL HCl }0{,}200\text{ M}\cdot\frac{1\text{ L HCl }0{,}200\text{ M}}{10^3\text{ mL HCl }0{,}200\text{ M}}\cdot\frac{0{,}200\text{ mol HCl}}{1\text{ L HCl }0{,}200\text{ M}}=4{,}15\cdot10^{-3}\text{ mol HCl}$$

Llamando x e y a los moles de $CaCO_3$ y $MgCO_3$ contenidos en la mezcla y relacionando estas cantidades con el HCl:

$$\left.\begin{array}{l} x\text{ mol }CaCO_3\cdot\dfrac{2\text{ mol HCl}}{1\text{ mol }CaCO_3}=2x\text{ mol HCl}\\[2ex] y\text{ mol }MgCO_3\cdot\dfrac{2\text{ mol HCl}}{1\text{ mol }MgCO_3}=2y\text{ mol HCl}\end{array}\right\}\quad\rightarrow\quad 2x+2y=4{,}15\cdot10^{-3}\text{ mol HCl}$$

Relacionando las cantidades de $CaCO_3$ y $MgCO_3$ con la cantidad de muestra:

$$x\text{ mol }CaCO_3\cdot\frac{100{,}0\text{ g }CaCO_3}{1\text{ mol }CaCO_3}+y\text{ mol }MgCO_3\cdot\frac{84{,}3\text{ g }MgCO_3}{1\text{ mol }MgCO_3}=0{,}200\text{ g muestra}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x=1{,}59\cdot10^{-3}\text{ mol }CaCO_3\qquad\qquad y=0{,}487\cdot10^{-3}\text{ mol }MgCO_3$$

La masa de $CaCO_3$ en la muestra es:

$$1{,}59 \cdot 10^{-3}\ \text{mol CaCO}_3 \cdot \frac{100{,}0\ \text{g CaCO}_3}{1\ \text{mol CaCO}_3} = 0{,}159\ \text{g CaCO}_3$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.209. El ácido oxálico, $H_2C_2O_4$, reacciona con iones permanganato de acuerdo con la siguiente ecuación química ajustada:

$$5\ H_2C_2O_4(aq) + 2\ MnO_4^-(aq) + 6\ H^+(aq) \rightarrow 2\ Mn^{2+}(aq) + 10\ CO_2(g) + 8\ H_2O(l)$$

¿Cuántos mL de disolución de $KMnO_4$ 0,0154 M se necesitan para reaccionar con 25,0 mL de disolución de $H_2C_2O_4$ 0,0208 M?
a) 13,5 mL
b) 18,5 mL
c) 33,8 mL
d) 84,4 mL

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La cantidad de $H_2C_2O_4$ que reacciona es:

$$25{,}0\ \text{mL H}_2\text{C}_2\text{O}_4\ 0{,}0208\ \text{M} \cdot \frac{0{,}0208\ \text{mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{1\ \text{mL H}_2\text{C}_2\text{O}_4\ 0{,}0208\ \text{M}} = 0{,}520\ \text{mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

Relacionando $H_2C_2O_4$ con la disolución de $KMnO_4$:

$$0{,}520\ \text{mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \frac{2\ \text{mmol KMnO}_4}{5\ \text{mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4} \cdot \frac{1\ \text{mL KMnO}_4\ 0{,}0154\ \text{M}}{0{,}0154\ \text{mmol KMnO}_4} = 13{,}5\ \text{mL KMnO}_4\ 0{,}0154\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.210. El NaF reacciona con H_2SO_4 según la reacción:

$$2\ NaF(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ HF(aq) + Na_2SO_4(aq)$$

Indique cuál será el volumen de H_2SO_4 del 96,0 % de riqueza y densidad de 1,80 g mL^{-1} necesario para que reaccione una muestra de 250 g de NaF del 90,0 % de pureza:
a) 151,9 mL
b) 492,2 mL
c) 607,6 mL
d) 140,0 mL

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La cantidad de NaF a consumir es:

$$250\ \text{g NaF}\ 90\ \% \cdot \frac{90{,}0\ \text{g NaF}}{100\ \text{g NaF}\ 90\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol NaF}}{42{,}0\ \text{g NaF}} = 5{,}36\ \text{mol NaF}$$

Relacionando NaF con H_2SO_4:

$$5{,}36\ \text{mol NaF} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{2\ \text{mol NaF}} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} = 263\ \text{g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 de riqueza 96,0 % y densidad 1,80 g mL^{-1}:

$$263\ \text{g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 96{,}0\ \%}{96{,}0\ \text{g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%}{1{,}80\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%} = 152\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.211. En una práctica de laboratorio se estudia la reación de etanol con oxígeno. Ajuste la ecuación química y obtenga el número de moles de productos gaseosos que se forman por de etanol:

$$_\ C_2H_5OH(aq) + _\ O_2(g) \rightarrow _\ CO_2(g) + _\ H_2O(g)$$

a) 2
b) 3
c) 4
d) 5

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre etanol y oxígeno es:

$$C_2H_5OH(aq) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

El número de moles de productos gaseosos por mol de etanol que reacciona es 5.

La respuesta correcta es la **d**.

7.212. En condiciones adecuadas, el oxígeno reacciona con el hidrógeno para generar agua. Teniendo 2,00 g de oxígeno y 2,00 g de hidrógeno, ¿cuánta agua se producirá?
a) 17,84 g
b) 2,25 g
c) 1,12 g
d) 4,00 g
e) 18,96 g

(O.Q.L. País Vasco 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 2{,}00\text{ g } H_2 \cdot \dfrac{1\text{ mol } H_2}{2{,}0\text{ g } H_2} = 1{,}00\text{ mol } H_2 \\[2ex] 2{,}00\text{ g } O_2 \cdot \dfrac{1\text{ mol } O_2}{32{,}0\text{ g } O_2} = 0{,}0625\text{ mol } O_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{1{,}00\text{ mol } H_2}{0{,}0625\text{ mol } O_2} = 16{,}0$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra H_2, por lo que O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2O formada:

$$0{,}0625\text{ mol } O_2 \cdot \frac{2\text{ mol } H_2O}{1\text{ mol } O_2} \cdot \frac{18{,}0\text{ g } H_2O}{1\text{ mol } H_2O} = 2{,}25\text{ g } H_2O$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.213. ¿Qué elemento, entre los siguientes, reacciona más rápidamente con el agua a 25 °C para producir un gas?
a) Aluminio
b) Carbono
c) Litio
d) Fósforo
e) Calcio

(O.Q.L. País Vasco 2015)

Los elementos C y P no son capaces de reaccionar con agua en condiciones de temperatura ambiente, mientras que los elementos Al, Li y Ca sí son capaces de hacerlo para liberar hidrógeno de acuerdo con las siguientes ecuaciones químicas:

$$2\ \text{Al(s)} + 3\ \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)} + 3\ \text{H}_2\text{(g)}$$

$$2\ \text{Li(s)} + 2\ \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\ \text{LiOH(s)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

$$\text{Ca(s)} + 2\ \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2\text{(s)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

De los tres, el que tiene una reacción más rápida y violenta, hasta el punto de llegar a inflamar el H_2 producido, es el litio.

La respuesta correcta es la **c**.

7.214. El carbonato de sodio se produce comercialmente por descomposición térmica del hidrogenocarbonato de sodio según la ecuación:

$$2\ \text{NaHCO}_3\text{(s)} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3\text{(s)} + \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O (g)}$$

Cuando se hacen reaccionar 108,14 g de hidrogenocarbonato de sodio del 98,0 % de pureza la cantidad de carbonato de sodio obtenida será de:
a) 52,98 g
b) 133,70 g
c) 66,85 g
d) 41,99 g
e) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

La cantidad de $NaHCO_3$ contenido en la muestra es:

$$108{,}14\ \text{g muestra} \cdot \frac{98{,}00\ \text{g NaHCO}_3}{100\ \text{g muestra}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaHCO}_3}{84{,}00\ \text{g NaHCO}_3} = 1{,}262\ \text{mol NaHCO}_3$$

Relacionando $NaHCO_3$ con Na_2CO_3

$$1{,}262\ \text{mol NaHCO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3}{2\ \text{mol NaHCO}_3} \cdot \frac{106{,}0\ \text{g Na}_2\text{CO}_3}{1\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3} = 66{,}87\ \text{g Na}_2\text{CO}_3$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.215. ¿Qué volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, se puede obtener a partir de 1,00 L de agua oxigenada del 30,0 % en H_2O_2 cuya densidad es 1,08 g cm^{-3}?
a) 213,6 L O_2
b) 106,8 L O_2
c) 53,4 L O_2
d) 160,2 L O_2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno es:

$$2\ \text{H}_2\text{O}_2\text{(aq)} \rightarrow 2\ \text{H}_2\text{O(l)} + \text{O}_2\text{(g)}$$

La cantidad de H_2O_2 que contiene la disolución es:

$$1{,}00\ \text{L H}_2\text{O}_2\ 30{,}0\ \% \cdot \frac{10^3\ \text{mL H}_2\text{O}_2\ 30{,}0\ \%}{1\ \text{L H}_2\text{O}_2\ 30{,}0\ \%} \cdot \frac{1{,}08\ \text{g H}_2\text{O}_2\ 30{,}0\ \%}{1\ \text{mL H}_2\text{O}_2\ 30{,}0\ \%} = 1{,}08 \cdot 10^3\ \text{g H}_2\text{O}_2\ 30{,}0\ \%$$

$$1{,}08 \cdot 10^3 \text{ g } H_2O_2 \text{ } 30{,}0 \% \cdot \frac{30{,}0 \text{ g } H_2O_2}{100 \text{ g } H_2O_2 \text{ } 30{,}0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O_2}{34{,}0 \text{ g } H_2O_2} = 9{,}53 \text{ mol } H_2O_2$$

Relacionando H_2O_2 con O_2:

$$9{,}53 \text{ mol } H_2O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } H_2O_2} = 4{,}76 \text{ mol } O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(4{,}76 \text{ mol } O_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 107 \text{ L } O_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.216. La cerusita es un mineral que contiene principalmente carbonato de plomo(II), componente que se ha utilizado como ingrediente principal del "blanco de plomo" en la pintura hoy en día retirada del mercado debido a su toxicidad. ¿Cuál es la riqueza de una muestra de mineral de 32,0 g si se hace reaccionar con exceso de ácido clorhídrico de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$PbCO_3 + 2 \text{ HCl} \rightarrow PbCl_2 + CO_2 + H_2O$$

y se producen 2,24 L de CO_2 medidos en condiciones normales?
a) 83,5 %
b) 8,35 %
c) 119,8 %
d) 16,7 %
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas obtenido es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 2{,}24 \text{ L } CO_2}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}} = 0{,}100 \text{ mol } CO_2$$

Relacionando CO_2 con $PbCO_3$:

$$0{,}100 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } PbCO_3}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{267{,}2 \text{ g } PbCO_3}{1 \text{ mol } PbCO_3} = 26{,}7 \text{ g } PbCO_3$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{26{,}7 \text{ g } PbCO_3}{32{,}0 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 83{,}4 \% \text{ } PbCO_3$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.217. ¿Qué metal, entre los siguientes, reacciona más vigorosamente con el agua?
a) Al
b) Ca
c) Fe
d) K
e) Co

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Los elementos Fe y Co no son capaces de reaccionar espontáneamente con agua en condiciones de temperatura ambiente, mientras que los elementos Al, Li y Ca sí son capaces de hacerlo para liberar hidrógeno de acuerdo con las siguientes ecuaciones químicas:

$$2\ Al(s) + 3\ H_2O(l) \rightarrow Al_2O_3(s) + 3\ H_2(g)$$

$$Ca(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s) + H_2(g)$$

$$2\ K(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ KOH(s) + H_2(g)$$

De todos los propuestos, el único que tiene una reacción más rápida y violenta, hasta el punto de llegar a inflamar el H_2 producido, es el potasio, K.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2015).

7.218. Una fábrica de cemento produce 400 t diarias. El producto contiene un 60,0 % en peso de óxido de calcio que resulta de la descomposición de la piedra caliza (carbonato de calcio) según la reacción:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

El dióxido de carbono que se lanza diariamente a la atmósfera es:
a) $4,29 \cdot 10^6\ m^3$ medidos a 25 °C y 1 atm.
b) $7,15 \cdot 10^6$ mol.
c) $9,60 \cdot 10^4\ m^3$ medidos en c.n.
d) $1,05 \cdot 10^5$ L medidos a 25 °C y 1 atm .

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La cantidad de $CaCO_3$ contenido en el cemento es:

$$400\ \text{t cemento} \cdot \frac{60,0\ \text{t CaO}}{100\ \text{t cemento}} \cdot \frac{10^6\ \text{g CaO}}{1\ \text{t CaO}} \cdot \frac{1\ \text{mol CaO}}{56,1\ \text{g CaO}} = 4,28 \cdot 10^6\ \text{mol CaO}$$

Relacionando CaO con CO_2:

$$4,28 \cdot 10^6\ \text{mol CaO} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol CaO}} = 4,28 \cdot 10^6\ \text{mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas, en c.n., es:

$$V = \frac{(4,28 \cdot 10^6\ \text{mol CO}_2) \cdot (0,082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273,15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = 9,58 \cdot 10^4\ \text{m}^3\ \text{CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas, a 25 °C y 1 atm., es:

$$V = \frac{(4,28 \cdot 10^6\ \text{mol CO}_2) \cdot (0,082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = 1,05 \cdot 10^5\ \text{m}^3\ \text{CO}_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.219. La combustión total de 5,00 g una mezcla de metano, CH_4, y propano, C_3H_8, produjo 7,20 L de dióxido de carbono en condiciones normales de presión y temperatura. El porcentaje en masa de metano en la mezcla debe ser:
a) 66,0 %
b) 34,0 %
c) 25,8 %
d) 84,2 %

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de los hidrocarburos son:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de CO_2 es:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 7{,}20\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} = 0{,}321\ \text{mol CO}_2$$

Llamando x e y a los moles de CH_4 y C_3H_8, respectivamente, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\ \text{mol CH}_4 \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol CH}_4} + y\ \text{mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{3\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol C}_3\text{H}_8} = 0{,}321\ \text{mol CO}_2$$

$$x\ \text{mol CH}_4 \cdot \frac{16{,}0\ \text{g CH}_4}{1\ \text{mol CH}_4} + y\ \text{mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{44{,}0\ \text{g C}_3\text{H}_8}{1\ \text{mol C}_3\text{H}_8} = 5{,}00\ \text{g mezcla}$$

Resolviendo el sistema se obtiene, $x = 0{,}216$ mol CH_4, con lo que el porcentaje en masa de este en la mezcla es:

$$\frac{0{,}216\ \text{mol CH}_4}{5{,}00\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{16{,}0\ \text{g CH}_4}{1\ \text{mol CH}_4} \cdot 100 = 69{,}1\ \%\ \text{CH}_4$$

La respuesta correcta es la **a**.

(El resultado no coincide exactamente debido al redondeo de los decimales).

7.220. Cuántos moles de $Mg_3P_2(s)$ pueden producirse al reaccionar 0,14 mol de Mg(s) con 0,020 mol de $P_4(s)$ de acuerdo con la siguiente reacción:

$$6\ Mg(s) + P_4(s) \rightarrow 2\ Mg_3P_2(s)$$

a) 0,047
b) 0,14
c) 0,020
d) 0,040

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La relación molar es:

$$\frac{0{,}14\ \text{mol Mg}}{0{,}020\ \text{mol P}_4} = 7{,}0$$

Como la relación molar es mayor que 6 quiere decir que sobra Mg, por lo que P_4 es el reactivo limitante que determina la cantidad de Mg_3P_2 formado:

$$0{,}020\ \text{mol P}_4 \cdot \frac{2\ \text{mol Mg}_3\text{P}_2}{1\ \text{mol P}_4} = 0{,}040\ \text{mol Mg}_3\text{P}_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.221. La reacción del propeno con bromuro de hidrógeno da lugar a un único producto con un 63,0 % de rendimiento. Si se quieren obtener 1,54 g de este producto, ¿cuál es la cantidad que debe emplearse sabiendo que se usa un 20,0 % de exceso sobre la cantidad estequiométrica necesaria?

a) 1,92 g
b) 1,60 g
c) 1,01 g
d) 3,27 g

(O.Q.L. Madrid 2016)

La ecuación química correspondiente a la reacción propuesta es:

$$C_3H_6(g) + HBr(g) \rightarrow C_3H_7Br(g)$$

Relacionando C_3H_7Br con C_3H_6 teniendo en cuenta un rendimiento del proceso del 63,0 %:

$$x \text{ g HBr} \cdot \frac{63{,}0 \text{ g HBr (real)}}{100 \text{ g HBr (teórico)}} \cdot \frac{1 \text{ mol HBr}}{80{,}9 \text{ g HBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_3H_7Br}{1 \text{ mol HBr}} \cdot \frac{122{,}9 \text{ g } C_3H_7Br}{1 \text{ mol } C_3H_7Br} = 1{,}54 \text{ g } C_3H_7Br$$

Se obtiene, $x = 1{,}61$ g HBr

Teniendo en cuenta que se utiliza un exceso del 20,0 % de HBr para la reacción:

$$1{,}61 \text{ g HBr} \cdot \frac{120 \text{ g HBr (exceso)}}{100 \text{ g HBr (estequiométrico)}} = 1{,}93 \text{ g HBr (exceso)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.222. Se tiene una disolución de fosfato de sodio de concentración desconocida. Una alícuota de 10,0 mL esta disolución problema se valora frente a una disolución de ácido clorhídrico 0,120 M de la que se gastan 23,0 mL. ¿Cuál es la concentración de fosfato de sodio en la disolución problema sabiendo que el punto final de la valoración corresponde al equilibrio entre el dihidrogenofosfato y el ácido fosfórico.
a) 0,0920 M
b) 0,0800 M
c) 0,138 M
d) 0,828 M

(O.Q.L. Madrid 2016)

Si el punto final de la valoración con ácido clorhídrico corresponde al equilibrio entre el dihidrogenofosfato y el ácido fosfórico, la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización es:

$$3\ HCl(aq) + Na_3PO_4(aq) \rightarrow 3\ NaCl(aq) + H_3PO_4(g)$$

Relacionando HCl con Na_3PO_4:

$$23{,}0 \text{ mL HCl } 0{,}120 \text{ M} \cdot \frac{0{,}120 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0{,}120 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } Na_3PO_4}{3 \text{ mmol HCl}} = 0{,}920 \text{ mmol } Na_3PO_4$$

La concentración de la disolución de fosfato de sodio es:

$$\frac{0{,}920 \text{ mmol } Na_3PO_4}{10{,}0 \text{ mL disolución}} = 0{,}0920 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.223. Por reacción de 2,00 g de hidrógeno con 1,00 g de oxígeno, la cantidad de agua que se obtiene es:
a) 1,125 g
b) 2,0 g
c) 2,25 g
d) 4,50 g

(O.Q.L. Murcia 2016)

La ecuación química correspondiente a la formación del agua es:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l)$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 2{,}00 \text{ g } H_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } H_2}{2{,}0 \text{ g } H_2} = 1{,}00 \text{ mol } H_2 \\[2ex] 1{,}00 \text{ g } O_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } O_2}{32{,}0 \text{ g } O_2} = 0{,}0313 \text{ mol } O_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{1{,}00 \text{ mol } H_2}{0{,}0313 \text{ mol } O_2} = 32{,}0$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra H_2, por lo que O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de H_2O:

$$0{,}0313 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{18{,}0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 1{,}13 \text{ g } H_2O$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997 y otras).

7.224. ¿Cuántos moles de óxido de galio, Ga_2O_3, se pueden producir a partir de 1,6 g de O_2 que reaccionan con Ga en exceso?
a) 0,033
b) 0,050
c) 0,075
d) 0,330

(O.Q.L. Murcia 2016)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:

$$4 \text{ Ga(s)} + 3 \text{ } O_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ } Ga_2O_3\text{(s)}$$

Relacionando O_2 con Ga_2O_3:

$$1{,}6 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32{,}0 \text{ g } O_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } Ga_2O_3}{3 \text{ mol } O_2} = 0{,}033 \text{ mol } Ga_2O_3$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.225. La masa de cloruro de plata que se obtiene por reacción entre 2,9 g de nitrato de plata y 1,6 g de cloruro de magnesio es:
a) 1,2 g
b) 2,4 g
c) 4,5 g
d) 7,2 g

(O.Q.L. Asturias 2016)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre $AgNO_3$ y $MgCl_2$ es:

$$2 \text{ } AgNO_3\text{(aq)} + MgCl_2\text{(aq)} \rightarrow 2 \text{ AgCl(s)} + Mg(NO_3)_2\text{(aq)}$$

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 2{,}9 \text{ g } AgNO_3 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } AgNO_3}{169{,}9 \text{ g } AgNO_3} = 0{,}017 \text{ mol } AgNO_3 \\[2ex] 1{,}6 \text{ g } MgCl_2 \cdot \dfrac{1 \text{ mol } MgCl_2}{95{,}3 \text{ g } MgCl_2} = 0{,}017 \text{ mol } MgCl_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{0{,}017 \text{ mol } AgNO_3}{0{,}017 \text{ mol } MgCl_2} = 1{,}0$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra $MgCl_2$, por lo que $AgNO_3$ es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de AgCl:

$$0{,}017\ \text{mol}\ AgNO_3 \cdot \frac{2\ \text{mol AgCl}}{2\ \text{mol}\ AgNO_3} \cdot \frac{143{,}4\ \text{g AgCl}}{1\ \text{mol AgCl}} = 2{,}4\ \text{g AgCl}$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.226. En un recipiente que contiene una pequeña cantidad de cinc se añade HCl 1,0 M en exceso hasta reacción total; el volumen de hidrógeno liberado medido en unas condiciones determinadas es de 4,0 L. Si a la misma cantidad de cinc se le añade HCl 2,0 M en exceso hasta reacción total, el volumen de hidrógeno liberado, medido en las mismas condiciones, será:
a) 2,0 L
b) 4,0 L
c) 8,0 L
d) No puede responderse sin conocer las condiciones experimentales.

(O.Q.L. Asturias 2016)

Teniendo en cuenta que el HCl se añade en exceso, da igual utilizar disolución 1,0 M que 2,0 M, por lo tanto, el volumen de hidrógeno liberado es también de 4,0 L, ya que depende solo del Zn existente en el recipiente que es el reactivo limitante de la reacción.

La respuesta correcta es la **b**.

7.227. Dada la siguiente reación:

$$\underset{\text{ácido salicílico}}{C_7H_6O_3} + \underset{\text{anhídrido acético}}{C_4H_6O_3} \rightarrow \underset{\text{aspirina}}{C_9H_8O_4} + \underset{\text{ácido acético}}{C_2H_4O_2}$$

¿Cuál es el rendimiento de la reacción, expresado en porcentaje, si en la reacción de 1,00 g de ácido salicílico con exceso de anhídrido acético se forman 0,85 g de aspirina?
a) 91 %
b) 77 %
c) 85 %
d) 65 %

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Relacionando $C_7H_6O_3$ con $C_9H_8O_4$ se obtiene que la masa de este que se debería de haber obtenido a partir de la cantidad inicial de $C_7H_6O_3$ es:

$$1{,}00\ \text{g}\ C_7H_6O_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_7H_6O_3}{138{,}0\ \text{g}\ C_7H_6O_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_9H_8O_4}{1\ \text{mol}\ C_7H_6O_3} \cdot \frac{180{,}0\ \text{g}\ C_9H_8O_4}{1\ \text{mol}\ C_9H_8O_4} = 1{,}30\ \text{g}\ C_9H_8O_4$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{0{,}85\ \text{g}\ C_9H_8O_4\ \text{(real)}}{1{,}30\ \text{g}\ C_9H_8O_4\ \text{(teórico)}} \cdot 100 = 65\ \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.228. Se utiliza una disolución de HNO_3 0,300 M para valorar 25,0 mL de una disolución de $Ba(OH)_2$ 0,250 M. ¿Cuántos mL de disolución del ácido son necesarios?
a) 41,7 mL
b) 20,8 mL
c) 3,75 mL
d) 10,4 mL

(O.Q.N. El Escorial 2017)

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización entre HNO_3 y $Ba(OH)_2$ es:

$$2\ HNO_3(aq) + Ba(OH)_2(aq) \rightarrow Ba(NO_3)_2(aq) + 2\ H_2O(l)$$

La cantidad de HNO_3 que reacciona con $Ba(OH)_2$ es:

$$25{,}0\ mL\ Ba(OH)_2\ 0{,}250\ M \cdot \frac{0{,}250\ mmol\ Ba(OH)_2}{1\ mL\ Ba(OH)_2\ 0{,}250\ M} \cdot \frac{2\ mmol\ HNO_3}{1\ mmol\ Ba(OH)_2} = 12{,}5\ mmol\ HNO_3$$

El volumen de disolución de HNO_3 0,300 M correspondiente es:

$$12{,}5\ mmol\ HNO_3 \cdot \frac{1\ mL\ HNO_3\ 0{,}300\ M}{0{,}300\ mmol\ HNO_3} = 41{,}7\ mL\ HNO_3\ 0{,}300\ M$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.229. Se quiere llevar a cabo la reducción de 2,50 g de 1,3-butadieno a butano usando H_2. Calcule el volumen de gas comercial medido a 20 °C y 1.250 mmHg que es necesario para llevar a cabo la reacción (composición en volumen del gas comercial: 90 % de H_2 y 10 % de N_2).
a) 1,50 L
b) 3,02 L
c) 0,75 L
d) 1,35 L

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación química correspondiente a la reducción del C_4H_6 es:

$$C_4H_6(g) + 2\ H_2(g) \rightarrow C_4H_{10}(g)$$

Relacionando C_4H_6 con H_2:

$$2{,}50\ g\ C_4H_6 \cdot \frac{1\ mol\ C_4H_6}{54{,}0\ g\ C_4H_6} \cdot \frac{2\ mol\ H_2}{1\ mol\ C_4H_6} = 0{,}0926\ mol\ H_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el H_2 es:

$$V = \frac{(0{,}0926\ mol\ H_2) \cdot (0{,}082\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ K}{1.250\ mmHg} \cdot \frac{760\ mmHg}{1\ atm} = 1{,}35\ L\ H_2$$

Relacionando H_2 con el gas comercial:

$$1{,}35\ L\ H_2 \cdot \frac{100\ L\ gas\ comercial}{90{,}0\ L\ H_2} = 1{,}50\ L\ gas\ comercial$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.230. La siguiente reacción transcurre en unas determinadas condiciones con un rendimiento del 60 %.

$$CaCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

¿Cuál será la cantidad en gramos de $CaCO_3$ que hay que utilizar para que se formen 10 g de $CaCl_2$?
a) 5,4 g
b) 9 g
c) 10 g
d) 15 g

(O.Q.L. Madrid 2017)

Relacionando $CaCl_2$ con $CaCO_3$ se obtiene la masa teórica de este a utilizar:

$$10\ \text{g CaCl}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol CaCl}_2}{111{,}1\ \text{g CaCl}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol CaCO}_3}{1\ \text{mol CaCl}_2} \cdot \frac{100{,}1\ \text{g CaCO}_3}{1\ \text{mol CaCO}_3} = 9{,}0\ \text{g CaCO}_3$$

Considerando un rendimiento del 60 % la masa real es:

$$9{,}0\ \text{g CaCO}_3 \cdot \frac{100\ \text{g CaCO}_3\ \text{(real)}}{60\ \text{g CaCO}_3\ \text{(teórico)}} \cdot 100 = 15\ \text{g CaCO}_3$$

La respuesta correcta es la **d**.

7.231. La reacción:

$CuCl_2(aq) + H_2S(aq) \rightarrow 2\ HCl(aq) + CuS(aq)$

es de tipo:
a) Redox
b) Ácido-base de desplazamiento
c) Ácido-base de neutralización
d) Precipitación

(O.Q.L. La Rioja 2017)

a) Falso. No se trata de una reacción redox, ya que ningún elemento contenido en los reactivos cambia su número de oxidación.

b) **Verdadero**. Se trata de una reacción de doble desplazamiento en la que se intercambian los cationes.

c) Falso. No se produce ninguna neutralización ya que se forma HCl, un ácido fuerte.

d) Falso. Si el estado de agregación del CuS fuera (s), ya que se trata de un sólido insoluble, sería una reacción de precipitación.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2008).

7.232. Dada la reacción no ajustada:

$2\ H_2SO_4(aq) + Cu(s) \rightarrow CuSO_4(aq) + SO_2(g) + 2\ H_2O(l)$

indique cuál será el volumen de ácido sulfúrico del 95,0 % en masa de riqueza y densidad 1,98 g mL^{-1} necesario para que reaccionen totalmente 10,0 g de cobre.
a) 16,4 mL
b) 14,8 mL
c) 7,4 mL
d) 8,2 mL

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Cu y H_2SO_4 es:

$2\ H_2SO_4(aq) + Cu(s) \rightarrow CuSO_4(aq) + SO_2(g) + 2\ H_2O(l)$

Relacionando Cu con H_2SO_4:

$$10{,}0\ \text{g Cu} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}} \cdot \frac{2\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol CaCl}_2} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} = 30{,}9\ \text{g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 de riqueza 95,0 %:

$$30{,}9\ \text{g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 95{,}0\ \%}{95{,}0\ \text{g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 95{,}0\ \%}{1{,}98\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 95{,}0\ \%} = 16{,}4\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 95{,}0\ \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.233. La fosfina, PH_3, puede prepararse mediante la siguiente reacción:

$$P_4(s) + 3\ NaOH(ac) + 3\ H_2O(l) \rightarrow PH_3(g) + 3\ NaH_2PO_2(ac)$$

Si 20,0 g de fósforo y una disolución que contiene 50,0 g de NaOH reaccionan con $H_2O(l)$ en exceso, ¿cuántos gramos de fosfina se obtendrán?
a) 5,49 g
b) 14,7 g
c) 22,6 g
d) 7,9 g

(O.Q.L. La Rioja 2017)

Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad inicial de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 20,0\ \text{g}\ P_4 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ P_4}{124,0\ \text{g}\ P_4} = 0,161\ \text{mol}\ P_4 \\ 50,0\ \text{g NaOH} \cdot \dfrac{1\ \text{mol NaOH}}{40,0\ \text{g NaOH}} = 1,25\ \text{mol NaOH} \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{1,25\ \text{mol NaOH}}{0,161\ \text{mol}\ P_4} = 7,75$$

como la relación molar es mayor que 3 quiere decir que queda NaOH sin reaccionar, lo que quiere decir que el P_4 es el reactivo limitante que determina la cantidad de PH_3 que se obtiene.

$$0,161\ \text{mol}\ P_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ PH_3}{1\ \text{mol}\ P_4} \cdot \frac{34,0\ \text{g}\ PH_3}{1\ \text{mol}\ PH_3} = 5,47\ \text{g}\ PH_3$$

La respuesta correcta es la **a**.

7.234. El metano se quema de acuerdo con la ecuación:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Si el aire contiene oxígeno (21,0 % en volumen), ¿qué volumen de aire se requiere para quemar 5,00 L de metano, ambos gases a la misma temperatura y presión?
a) 11,9 L
b) 23,8 L
c) 33,7 L
d) 47,6 L

(O.Q.L. La Rioja 2017)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), en las reacciones entre gases, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, la relación molar coincide con la relación volumétrica, así que relacionando C_2H_2 con O_2:

$$5,00\ \text{L}\ CH_4 \cdot \frac{2\ \text{L}\ O_2}{1\ \text{L}\ CH_4} = 10,0\ \text{L}\ O_2$$

Como el aire contiene un 21,0 % en volumen de O_2:

$$10,0\ \text{L}\ O_2 \cdot \frac{100\ \text{L aire}}{21,0\ \text{L}\ O_2} = 47,6\ \text{L aire}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2003).

7.235. Calcule el volumen que se necesita de una disolución acuosa de NaOH de concentración 0,20 M para que neutralice totalmente 20 mL de otra disolución acuosa de H_2SO_4 0,20 M.
a) 10 mL
b) 20 mL
c) 40 mL
d) 60 mL

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y H_2SO_4 es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

La cantidad de H_2SO_4 a neutralizar es:

$$20\ mL\ H_2SO_4\ 0{,}20\ M \cdot \frac{0{,}20\ mmol\ H_2SO_4}{1\ mL\ H_2SO_4\ 0{,}20\ M} = 4{,}0\ mmol\ H_2SO_4$$

Relacionando H_2SO_4 y disolución de NaOH:

$$4{,}0\ mmol\ H_2SO_4 \cdot \frac{2\ mmol\ NaOH}{1\ mmol\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ mL\ NaOH\ 0{,}20\ M}{0{,}20\ mmol\ NaOH} = 40\ mL\ NaOH\ 0{,}20\ M$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.236. El paso final para la obtención de platino puro, para el uso de covertidores catalíticos de 24,0 g de los automóviles, es la reacción:

$$3\ (NH_4)_2PtCl_6(s) \rightarrow 3\ Pt(s) + 2\ NH_4Cl(g) + 2\ N_2(g) + 16\ HCl(g)$$

Si se calientan 51,9 g de $(NH_4)_2PtCl_6$ y se aíslan 19,6 g de platino, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?
a) 95,0 %
b) 85,0 %
c) 75,0 %
d) 65,0 %

(O.Q.L. Galicia 2017)

Relacionando $(NH_4)_2PtCl_6$ con Pt se obtiene la cantidad de este que debería obtenerse:

$$51{,}9\ g\ (NH_4)_2PtCl_6 \cdot \frac{1\ mol\ (NH_4)_2PtCl_6}{444{,}1\ g\ (NH_4)_2PtCl_6} \cdot \frac{3\ mol\ Pt}{3\ mol\ (NH_4)_2PtCl_6} \cdot \frac{195{,}1\ g\ Pt}{1\ mol\ Pt} = 22{,}8\ g\ Pt$$

El rendimiento del proceso se obtiene relacionado las cantidades real y teórica:

$$\eta = \frac{19{,}6\ g\ Pt\ \text{(real)}}{22{,}8\ g\ Pt\ \text{(teórico)}} \cdot 100 = 86{,}0\ \%$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.237. Si a partir de una muestra de 7,00 g de un $FeCl_3{\cdot}6H_2O$ impuro se obtuvieron, por tratamiento químico adecuado, 1,67 g de Fe_2O_3, el porcentaje de pureza de la muestra analizada es:
a) 64,3 %
b) 72,4 %
c) 80,8 %
d) 93,6 %

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

La cantidad de Fe que contiene el Fe_2O_3 obtenido es:

$$1{,}67\ \text{g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}{159{,}6\ \text{g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{2\ \text{mol Fe}}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3} = 0{,}0209\ \text{mol Fe}$$

La cantidad de Fe que contiene el Fe_2O_3 es la misma que contiene la muestra impura de $FeCl_3 \cdot 6H_2O$ y permite determinar la riqueza de este:

$$0{,}0209\ \text{mol Fe} \cdot \frac{1\ \text{mol FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}{1\ \text{mol Fe}} \cdot \frac{270{,}3\ \text{g FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}{1\ \text{mol FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = 5{,}65\ \text{g FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{5{,}65\ \text{g FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O (puro)}}{7{,}00\ \text{g FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O (impuro)}} \cdot 100 = 80{,}7\ \%$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.238. Si reaccionan 2,23 g de cinc con 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico, HCl, 0,50 M, la cantidad de hidrógeno (medido en condiciones normales de presión y temperatura) es:
a) 0,28 L
b) 0,38 L
c) 0,56 L
d) 0,76 L

(O.Q.L. Asturias 2017)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Zn es:

$$2\ \text{HCl(aq)} + \text{Zn(s)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad inicial de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 2{,}23\ \text{g Zn} \cdot \dfrac{1\ \text{mol Zn}}{65{,}4\ \text{g Zn}} = 0{,}034\ \text{mol Zn} \\ 100\ \text{mL HCl}\ 0{,}50\ \text{M} \cdot \dfrac{1\ \text{L HCl}\ 0{,}50\ \text{M}}{10^3\ \text{mL HCl}\ 0{,}50\ \text{M}} \cdot \dfrac{0{,}50\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl}\ 0{,}50\ \text{M}} = 0{,}050\ \text{mol HCl} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{0{,}050\ \text{mol HCl}}{0{,}034\ \text{mol Zn}} = 1{,}5$$

como la relación molar es menor que 2 quiere decir que queda Zn sin reaccionar, lo que quiere decir que el HCl es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2 que se obtiene.

$$0{,}050\ \text{mol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2}{2\ \text{mol HCl}} = 0{,}025\ \text{mol H}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el H_2 es:

$$V = \frac{(0{,}025\ \text{mol H}_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 0{,}56\ \text{L H}_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

7.239. Se desea valorar una disolución de hidróxido de bario, $Ba(OH)_2$, para lo que se toman 10 mL de la misma y se añade gota a gota una disolución de ácido clorhídrico, HCl, 0,20 M consumiendo hasta cambio de color del indicador un volumen de 15 mL. La concentración de la disolución del hidróxido de bario es:
a) 0,075 M
b) 0,15 M
c) 0,30 M
d) 0,40 M

(O.Q.L. Asturias 2017)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y $Ba(OH)_2$ es:

$$2\ HCl(aq) + Ba(OH)_2(aq) \rightarrow BaCl_2(aq) + 2\ H_2O(l)$$

La cantidad de HCl gastado es:

$$15\ mL\ HCl\ 0{,}20\ M \cdot \frac{0{,}20\ mmol\ HCl}{1\ mL\ HCl\ 0{,}20\ M} = 3{,}0\ mmol\ HCl$$

Relacionando HCl y $Ba(OH)_2$ se obtiene la concentración de esta disolución:

$$\frac{3{,}0\ mmol\ HCl}{10\ mL\ disolución\ Ba(OH)_2} \cdot \frac{1\ mmol\ Ba(OH)_2}{2\ mmol\ HCl} = 0{,}15\ M$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.240. Una disolución en agua contiene 0,150 g de un ácido orgánico desconocido. La valoración de esta disolución necesita 10,4 mL de una disolución 0,200 M de hidróxido de sodio para su neutralización. A partir de estos datos deduzca si el ácido orgánico es:
a) Propanoico
b) Propenoico
c) Etanoico
d) Metanoico

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

Se trata de ácidos monocarboxílicos, llamando HX al ácido desconocido, la ecuación correspondiente a la reacción de neutralización del mismo es:

$$HX(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaX(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de HX neutralizado con NaOH es:

$$10{,}4\ mL\ NaOH\ 0{,}200\ M \cdot \frac{0{,}200\ mmol\ NaOH}{1\ mL\ NaOH\ 0{,}200\ M} \cdot \frac{1\ mol\ HX}{1\ mol\ NaOH} = 2{,}08\ mmol\ HX$$

Relacionando masa y moles del ácido HX se obtiene su masa molar:

$$\frac{0{,}150\ g\ HX}{2{,}08\ mmol\ HX} \cdot \frac{10^3\ mmol\ HX}{1\ mol\ HX} = 72{,}1\ g\ mol^{-1}$$

Las masas molares de los ácidos propuestos son:

Ácido	propanoico	propenoico	etanoico	metanoico
Fórmula	CH_3CH_2COOH	$CH_2{=}CHCOOH$	CH_3COOH	HCOOH
M ($g\ mol^{-1}$)	74,0	72,0	60,0	46,0

Como la masa molar obtenida a partir de la reacción de neutralización coincide con la del ácido propenoico, quiere decir que esta la sustancia problema.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar al problema propuesto en Sevilla 2004).

7.241. La combustión del butan-1-ol origina dióxido de carbono según la ecuación química:
a) $C_4H_9OH + 13/2\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$
b) $C_4H_9OH + 9/2\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 4\ H_2O$
c) $C_4H_9OH + 6\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$
c) $3\ CO_2 + 4\ H_2O \rightarrow C_3H_7OH + 9/2\ O_2$

(O.Q.L. Extremadura 2017)

La combustión de los hibrocarburos y sus derivados oxigenados produce CO_2(g) y H_2O(l). En el caso del butan-1-ol, C_4H_9OH, la ecuación ajustada correspondiente a su combustión es:

$$C_4H_9OH + 6\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2011).

7.242. El 2,4,6-trinitrotolueno (TNT, $C_7H_5N_3O_6$) es una sustancia explosiva. En una detonación, el TNT se descompone según las dos ecuaciones químicas siguientes:

$$2\ C_7H_5N_3O_6 \rightarrow 3\ N_2 + 5\ H_2O + 7\ CO + 7\ C$$
$$2\ C_7H_5N_3O_6 \rightarrow 3\ N_2 + 5\ H_2 + 12\ CO + 2\ C$$

Cuando explotan 20 mol de TNT con una completa conversión en los productos, se forman 30 mol de gas hidrógeno. ¿Cuántos moles de monóxido de carbono se formarán?
a) 28 mol
b) 72 mol
c) 100 mol
d) 119 mol

(O.Q.L. Valencia 2017)

La cantidad de CO que se obtiene según la segunda reacción se calcula relacionando el H_2 obtenido con el CO:

$$20\ \text{mol H}_2 \cdot \frac{12\ \text{mol CO}}{5\ \text{mol H}_2} = 72\ \text{mol CO}$$

Relacionando H_2 con TNT se obtiene el TNT que se consume en la segunda reacción:

$$30\ \text{mol H}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol CO}}{5\ \text{mol H}_2} = 12\ \text{mol TNT}$$

La cantidad de TNT que queda para reaccionar según la primera reacción es:

$$20\ \text{mol TNT (total)} - 12\ \text{mol TNT (2ª reacción)} = 8{,}0\ \text{mol TNT (1ª reacción)}$$

La cantidad de CO que se obtiene según la primera reacción es:

$$8{,}0\ \text{mol TNT} \cdot \frac{7\ \text{mol CO}}{2\ \text{mol TNT}} = 28\ \text{mol CO}$$

La cantidad total de CO que se obtiene en ambas reacciones es:

$$72\ \text{mol CO (2ª reacción)} + 28\ \text{mol CO (1ª reacción)} = 100\ \text{mol CO (total)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

8. PROBLEMAS de REACCIONES QUÍMICAS

8.1. La combustión de C_2H_6 produce H_2O y CO_2. Se colocan en un recipiente de 5,0 L, un litro de etano, medido a 25 °C y 745 Torr, y 6,0 g de O_2 gaseoso. La combustión se inicia mediante una chispa eléctrica. ¿Cuál será la presión en el interior del recipiente una vez que se enfría a 150 °C?

(Canarias 1996)

La ecuación química correspondiente a la combustión del C_2H_6 es:

$$C_2H_6(g) + \frac{7}{2}O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de C_2H_6 es:

$$n = \frac{745\ \text{Torr} \cdot 1{,}0\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{Torr}} = 0{,}040\ \text{mol}\ C_2H_6$$

El número de moles de O_2 es:

$$6{,}0\ \text{g}\ O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} = 0{,}19\ \text{mol}\ O_2$$

La relación molar es:

$$\frac{0{,}19\ \text{mol}\ O_2}{0{,}040\ \text{mol}\ C_2H_6} = 4{,}7$$

Como la relación molar es menor que 3,5 quiere decir que sobra O_2, por lo que C_2H_6 es el reactivo limitante que determina la cantidad de gases formados que serán los responsables de la presión existente en el interior del recipiente.

Relacionando C_2H_6 con O_2:

$$0{,}040\ \text{mol}\ C_2H_6 \cdot \frac{7\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ C_2H_6} = 0{,}14\ \text{mol}\ O_2$$

La cantidad de O_2 sobrante es:

$$0{,}19\ \text{mol}\ O_2\ \text{(inicial)} - 0{,}14\ \text{mol}\ O_2\ \text{(consumido)} = 0{,}050\ \text{mol}\ O_2\ \text{(exceso)}$$

Relacionando C_2H_6 con los productos gaseosos formados:

$$0{,}040\ \text{mol}\ C_2H_6 \cdot \frac{(2+3)\ \text{mol gas}}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} = 0{,}20\ \text{mol gas}$$

Suponiendo que antes de comenzar la reacción se había hecho el vacío en el interior del recipiente, la presión ejercida por la mezcla gaseosa final es:

$$p = \frac{(0{,}050 + 0{,}20)\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (150 + 273{,}15)\ \text{K}}{5{,}0\ \text{L}} = 1{,}7\ \text{atm}$$

8.2. Una muestra granulada de una aleación para aviones (Al, Mg y Cu) que pesa 8,72 g se trató inicialmente con un álcali para disolver el aluminio, y después con HCl muy diluido para disolver el magnesio, dejando al final un residuo de cobre. El residuo después de hervirlo con álcali pesó 2,10 g, y el residuo insoluble en ácido a partir del anterior pesó 0,690 g. Determine la composición de la aleación.

(Canarias 1997)

Considerando que la muestra de aleación está formada por x g de Al, y g de Mg y z g de Cu, se puede escribir la siguiente ecuación:

x g Al + y g Mg + z g Cu = 8,72 g aleación (1)

▪ Al tratar la aleación con álcali se disuelve el Al que se separa de la mezcla de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación química ajustada:

$$\text{Al(s)} + 3\ \text{OH}^-\text{(aq)} \rightarrow \text{Al(OH)}_3\text{(aq)}$$

por lo tanto, se puede escribir la siguiente ecuación:

y g Mg + z g Cu = 2,10 g mezcla (2)

Combinando las ecuaciones (1) y (2) se obtiene, x = 6,62 g Al.

▪ Al tratar el residuo de Mg y Cu con HCl se disuelve el Mg que se separa de la mezcla de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación química ajustada:

$$\text{Mg(s)} + 2\ \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

por lo tanto, se puede escribir que:

z = 0,690 g Cu (3)

Combinando las ecuaciones (2) y (3) se obtiene, y = 1,41 g Mg.

8.3. Se preparó una mezcla para la combustión de SO_2 abriendo una llave que conectaba dos cámaras separadas, una con un volumen de 2,125 L de SO_2 a una presión de 0,750 atm y la otra, con un volumen de 1,500 L y llena de O_2 a 0,500 atm. Los dos gases se encuentran a una temperatura de 80 °C.
a) Calcule la fracción molar del SO_2 en la mezcla y la presión ejercida por esta.
b) Si la mezcla se pasa sobre un catalizador para la formación de SO_3 y posteriormente vuelve a los dos recipientes originales conectados, calcule las fracciones molares y la presión total en la mezcla resultante. Suponga que la conversión del SO_2 es total considerando la cantidad de O_2 con la que se cuenta.

(Canarias 1997) (Castilla y León 2014)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles gas contenido en cada cámara es:

$$n_{SO_2} = \frac{0{,}750\ \text{atm} \cdot 2{,}125\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (80 + 273{,}15)\ \text{K}} = 0{,}0550\ \text{mol SO}_2$$

$$n_{O_2} = \frac{0{,}500\ \text{atm} \cdot 1{,}500\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (80 + 273{,}15)\ \text{K}} = 0{,}0259\ \text{mol O}_2$$

La fracción molar de SO_2 es:

$$y_{SO_2} = \frac{0{,}0550\ \text{mol SO}_2}{0{,}0550\ \text{mol SO}_2\ +\ 0{,}0259\ \text{mol O}_2} = 0{,}680$$

La presión total de la mezcla al conectar ambas cámaras es:

$$p = \frac{(0{,}0550 + 0{,}0259)\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (80 + 273{,}15)\ \text{K}}{(2{,}125 + 1{,}500)\ \text{L}} = 0{,}646\ \text{atm}$$

b) La ecuación química correspondiente a la reacción entre ambos gases es:

$$2\ \text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\ \text{SO}_3\text{(g)}$$

Al tener cantidades de ambas sustancias es preciso determinar cuál de ellas es el limitante. La relación molar es:

$$\frac{0{,}0550 \text{ mol } SO_2}{0{,}0259 \text{ mol } O_2} = 2{,}12$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra SO_2, por lo se gasta todo el O_2 que es el reactivo limitante de la reacción que determina la cantidad formada de SO_3.

Relacionando el limitante con O_2 y SO_3:

$$0{,}0259 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } SO_2}{1 \text{ mol } O_2} = 0{,}0518 \text{ mol } SO_2 \text{ (consumido)}$$

$$0{,}0550 \text{ mol } SO_2 \text{ (inicial)} - 0{,}0518 \text{ mol } SO_2 \text{ (consumido)} = 3{,}20 \cdot 10^{-3} \text{ mol } SO_2 \text{ (exceso)}$$

$$0{,}0259 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } SO_3}{1 \text{ mol } O_2} = 0{,}0518 \text{ mol } SO_3$$

Las fracciones molares de los gases después de la reacción son:

$$y_{SO_2} = \frac{3{,}20 \cdot 10^{-3} \text{ mol } SO_2}{3{,}20 \cdot 10^{-3} \text{ mol } SO_2 + 0{,}0518 \text{ mol } SO_3} = 0{,}0582$$

$$y_{SO_3} = \frac{0{,}0518 \text{ mol } SO_3}{3{,}20 \cdot 10^{-3} \text{ mol } SO_2 + 0{,}0518 \text{ mol } SO_3} = 0{,}942$$

La presión total de la mezcla gaseosa final es:

$$p = \frac{(3{,}20 \cdot 10^{-3} + 0{,}0518) \text{ mol} \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (80 + 273{,}15) \text{ K}}{(2{,}125 + 1{,}500) \text{ L}} = 0{,}439 \text{ atm}$$

8.4. Cuando se queman completamente 14,22 g de una mezcla líquida que contiene exclusivamente metanol, CH_3OH, y etanol, CH_3CH_2OH, se obtienen 16,21 g de agua.
a) Ajuste las reacciones de combustión que se producen.
b) Calcule los porcentajes en masa de metanol y de etanol en la mezcla líquida.
c) Determine la masa de CO_2 que se desprende en la combustión y el volumen que ocuparía este gas medido sobre agua a 70 °C y a una presión total de 934 mmHg.
(Dato. Presión de vapor del agua a 70 °C = $0{,}312 \cdot 10^5$ Pa)

(Castilla y León 1997)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las combustiones de ambos alcoholes son:

$$2\ CH_3OH(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

$$CH_3CH_2OH(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

b) Llamando x e y, respectivamente, a los gramos de CH_3OH y CH_3CH_2OH en la mezcla y relacionando estas cantidades con el H_2O formada:

$$x \text{ g } CH_3OH \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{32{,}0 \text{ g } CH_3OH} \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } CH_3OH} \cdot \frac{18{,}0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 1{,}125\ x \text{ g } H_2O$$

$$y \text{ g } CH_3CH_2OH \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_3CH_2OH}{46{,}0 \text{ g } CH_3CH_2OH} \cdot \frac{3 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } CH_3CH_2OH} \cdot \frac{18{,}0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 1{,}174\ y \text{ g } H_2O$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{r} x \text{ g } CH_3OH + y \text{ g } CH_3CH_2OH = 14{,}22 \text{ g mezcla} \\ 1{,}125\ x \text{ g } H_2O + 1{,}174\ y \text{ g } H_2O = 16{,}21 \text{ g } H_2O \end{array}\right\} \rightarrow \left\{\begin{array}{l} x = 9{,}93 \text{ g } CH_3OH \\ y = 4{,}30 \text{ g } CH_3CH_2OH \end{array}\right.$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{9{,}93\ \text{g}\ CH_3OH}{14{,}22\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 30{,}2\ \%\ CH_3OH \qquad \frac{4{,}30\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}{14{,}22\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 69{,}8\ \%\ CH_3CH_2OH$$

c) Relacionando cada uno de los alcoholes con el CO_2 formado:

$$\left.\begin{array}{r} 9{,}93\ \text{g}\ CH_3OH \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CH_3OH}{32{,}0\ \text{g}\ CH_3OH} \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CH_3OH} = 0{,}310\ \text{mol}\ CO_2 \\ 4{,}30\ \text{g}\ CH_3CH_2OH \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH}{46{,}0\ \text{g}\ CH_3CH_2OH} \cdot \dfrac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH} = 0{,}187\ \text{mol}\ CO_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad 0{,}497\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas seco es:

$$V = \frac{(0{,}497\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (8{,}3145\ \text{J mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (70 + 273{,}15)\ \text{K}}{934\ \text{mmHg} \cdot \dfrac{1{,}013 \cdot 10^5\ \text{Pa}}{760\ \text{mmHg}} - 0{,}312 \cdot 10^5\ \text{Pa}} = 0{,}0152\ \text{m}^3\ CO_2$$

8.5. Se dispone de una muestra de 15,00 g de galena que contiene un 78,0 % de sulfuro de plomo. Se trata con ácido sulfúrico del 98 % de riqueza y cuya densidad es 1,836 g mL^{-1}. En la reacción se produce H_2S que se recoge sobre agua, obteniéndose 1,00 L de disolución de ácido sulfhídrico cuya densidad es 1,025 g mL^{-1}. Calcule:

a) Volumen de ácido sulfúrico gastado.

b) Molaridad y molalidad de la disolución de ácido sulfhídrico resultante.

(Castilla y León 1997)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

$$PbS(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow PbSO_4(s) + H_2S(g)$$

La cantidad de PbS contenido en la muestra de galena es:

$$15{,}00\ \text{g galena} \cdot \frac{78{,}0\ \text{g PbS}}{100\ \text{g galena}} \cdot \frac{1\ \text{mol PbS}}{239{,}1\ \text{g PbS}} = 0{,}0489\ \text{mol PbS}$$

Relacionando PbS con H_2SO_4:

$$0{,}0489\ \text{mol PbS} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol PbS}} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 4{,}80\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de disolución de riqueza 98 %:

$$4{,}80\ \text{g}\ H_2SO_4 \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98\ \%}{98\ \text{g}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 98\ \%}{1{,}836\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98\ \%} = 2{,}7\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 98\ \%$$

b) Relacionando PbS con H_2S:

$$0{,}0489\ \text{mol PbS} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2S}{1\ \text{mol PbS}} = 0{,}0489\ \text{mol}\ H_2S$$

La molaridad de la disolución es:

$$\frac{0{,}0489\ \text{mol}\ H_2S}{1{,}00\ \text{L disolución}} = 0{,}0489\ \text{mol L}^{-1}$$

La masa disolución de ácido sulfhídrico obtenida:

$$1{,}00\ \text{L disolución}\cdot\frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}}\cdot\frac{1{,}025\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}}=1{,}03\cdot10^3\ \text{g disolución}$$

La masa de H_2S obtenido es :

$$0{,}0489\ \text{mol}\ H_2S\cdot\frac{34{,}1\ \text{g}\ H_2S}{1\ \text{mol}\ H_2S}=1{,}67\ \text{g}\ H_2S$$

La molalidad de la disolución es:

$$\frac{0{,}0489\ \text{mol}\ H_2S}{(1{,}03\cdot10^3\ \text{g disolución}-1{,}67\ \text{g}\ H_2S)\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O}=0{,}0476\ \text{mol kg}^{-1}$$

8.6. En las calderas de una central térmica se consumen cada hora 100 kg de un carbón que contiene un 3,00 % de azufre. Si todo el azufre se transforma en dióxido de azufre en la combustión:
a) ¿Qué volumen de dicho gas, medido en condiciones normales, se libera por hora en la chimenea?
Para eliminar el dióxido de azufre liberado en la central térmica, se dispone de una caliza del 83,0 % de riqueza en carbonato de calcio. Suponiendo que el rendimiento del proceso de eliminación del SO_2 es del 75,0 % y que la reacción que tiene lugar es:

$$CaCO_3+SO_2+½\ O_2\rightarrow CaSO_4+CO_2$$

b) ¿Qué cantidad de caliza se consumirá por hora?
c) ¿Qué cantidad de sulfato de calcio se obtendrá por hora?
d) En el proceso anterior se originan unos lodos de sulfato de calcio que se retiran con un 40,0 % de humedad. Calcule cuántas toneladas de lodo se retiran al año.

(Castilla y León 1998) (Castilla y León 2005) (Castilla y León 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del azufre es:

$$S(s)+O_2(g)\rightarrow SO_2(g)$$

El número de moles de dióxido de azufre que se producen por hora es:

$$100\ \text{kg carbón}\cdot\frac{10^3\ \text{g carbón}}{1\ \text{kg carbón}}\cdot\frac{3{,}00\ \text{g S}}{100\ \text{g carbón}}\cdot\frac{1\ \text{mol S}}{32{,}1\ \text{g S}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{1\ \text{mol S}}=93{,}8\ \text{mol}\ SO_2$$

a) Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el SO_2 es:

$$V=\frac{(93{,}8\ \text{mol}\ SO_2)\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}}=2{,}10\cdot10^3\ \text{L}\ SO_2$$

b) Relacionando dióxido de azufre con caliza teniendo en cuenta rendimiento del proceso y riqueza de la caliza:

$$x\ \text{g caliza}\cdot\frac{75\ \text{g caliza (real)}}{100\ \text{g caliza (teórico)}}\cdot\frac{83{,}0\ \text{g}\ CaCO_3}{100\ \text{g caliza}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{100{,}0\ \text{g}\ CaCO_3}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{1\ \text{mol}\ CaCO_3}=93{,}8\ \text{mol}\ SO_2$$

Se obtiene, $x=1{,}50\cdot10^4$ g caliza.

c) Relacionando dióxido de azufre con sulfato de calcio teniendo en cuenta rendimiento del proceso:

$$93{,}8\ \text{mol}\ SO_2\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CaSO_4}{1\ \text{mol}\ SO_2}\cdot\frac{136{,}0\ \text{g}\ CaSO_4}{1\ \text{mol}\ CaSO_4}\cdot\frac{75{,}0\ \text{g}\ CaSO_4\ \text{(real)}}{100\ \text{g}\ CaSO_4\ \text{(teórico)}}=9{,}57\cdot10^3\ \text{g}\ CaSO_4$$

d) Relacionando sulfato de calcio con lodo húmedo:

$$\frac{9{,}57\cdot10^3\ \text{g}\ CaSO_4}{\text{h}}\cdot\frac{140\ \text{g lodo}}{100\ \text{g}\ CaSO_4}\cdot\frac{1\ \text{t lodo}}{10^6\ \text{g lodo}}\cdot\frac{24\cdot365\ \text{h}}{\text{año}}=117\ \text{t/año}$$

8.7. Un globo se llena con hidrógeno procedente de la siguiente reacción:

$$CaH_2(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(aq) + H_2(g)$$

a) Ajuste la reacción.
b) ¿Cuántos gramos de hidruro de calcio harán falta para producir 250 mL de hidrógeno, medidos en condiciones normales, para llenar el globo?
c) ¿Qué volumen de HCl 0,10 M será necesario para que reaccione todo el hidróxido de calcio formado?
d) ¿Qué volumen adquirirá el globo si asciende hasta la zona donde la presión es de 0,50 atm y la temperatura de –73 °C?

(Extremadura 1998)

a) La ecuación química ajustada es:

$$CaH_2(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(aq) + 2\ H_2(g)$$

b) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas a obtener es:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot (250\ \text{mL}\ H_2)}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{L}\ H_2}{10^3\ \text{mL}\ H_2} = 1{,}11 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ H_2$$

Relacionando H_2 y CaH_2:

$$1{,}11 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ H_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaH_2}{2\ \text{mol}\ H_2} \cdot \frac{42{,}1\ \text{g}\ CaH_2}{1\ \text{mol}\ CaH_2} = 0{,}234\ \text{g}\ CaH_2$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización del $Ca(OH)_2$ con HCl es:

$$2\ HCl(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando H_2 y HCl:

$$1{,}11 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ H_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2}{2\ \text{mol}\ H_2} \cdot \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2} \cdot \frac{1\ \text{L HCl}\ 0{,}10\ \text{M}}{0{,}10\ \text{mol HCl}} = 0{,}11\ \text{L HCl}\ 0{,}1\ \text{M}$$

d) Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado el gas en condiciones diferentes a las iniciales es:

$$V = \frac{(1{,}11 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ H_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (273{,}15 - 73)\ \text{K}}{0{,}50\ \text{atm}} = 0{,}36\ \text{L}\ H_2$$

El descenso de la temperatura debe reducir el volumen ocupado por el gas, pero el descenso de presión hace aumentar el volumen del gas y este aumento compensa la reducción del volumen producida por el enfriamiento del gas.

8.8. Al tratar 0,558 g de una aleación de cinc y aluminio con ácido clorhídrico, se desprendieron 609 mL de hidrógeno que fueron recogidos sobre agua a 746 mmHg de presión y 15 °C de temperatura.
a) Escriba las reacciones del cinc y el aluminio con el ácido clorhídrico.
b) Calcule el número de moles de hidrógeno que se obtuvieron en el experimento.
c) Calcule la composición de la muestra expresando el resultado en %.
(Dato. Presión de vapor del agua a 15°C = 13 mmHg)

(Valencia 1998)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de los metales con HCl son:

$$Zn(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

$$2\ Al(s) + 6\ HCl(aq) \rightarrow 2\ AlCl_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

b) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas seco es:

$$n = \frac{(746 - 13)\ \text{mmHg} \cdot 609\ \text{mL}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (15 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 2{,}49 \cdot 10^{-2}\ \text{mol H}_2$$

c) Llamando x e y, respectivamente, a los gramos de Zn y Al en la aleación y relacionando estas cantidades con el H_2 formado:

$$x\ \text{g Zn} \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{65{,}4\ \text{g Zn}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol Zn}} = 0{,}0153\ x\ \text{mol H}_2$$

$$y\ \text{g Al} \cdot \frac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}} \cdot \frac{3\ \text{mol H}_2}{2\ \text{mol Al}} = 0{,}0556\ y\ \text{mol H}_2$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$x\ \text{g Zn} + y\ \text{g Al} = 0{,}558\ \text{g mezcla}$$

$$0{,}0153\ x\ \text{mol H}_2 + 0{,}0556\ y\ \text{mol H}_2 = 0{,}0249\ \text{mol H}_2$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$x = 0{,}152$ g Zn $\qquad\qquad y = 0{,}406$ g Al

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{0{,}152\ \text{g Zn}}{0{,}558\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 27{,}2\ \%\ \text{Zn} \qquad\qquad \frac{0{,}406\ \text{g Al}}{0{,}558\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 72{,}8\ \%\ \text{Al}$$

8.9. Se tratan 6,0 g de aluminio en polvo con 50 mL de disolución acuosa 0,60 M de ácido sulfúrico. Suponiendo que el proceso que tiene lugar es:

$$\text{Al(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

Determine, tras haber ajustado la ecuación química:
a) El volumen de hidrógeno que se obtendrá en la reacción, recogido en una cubeta hidroneumática a 745 mmHg y 20 °C.
b) La cantidad de $Al_2(SO_4)_3 \cdot H_2O$ que se obtendrá por evaporación de la disolución resultante de la reacción.
c) El reactivo que se halla en exceso y la cantidad que sobra, expresada en gramos.
(Dato. Presión de vapor del agua a 20 °C = 17,5 mmHg)

(Valencia 1998)

Para la resolución de los apartados a) y b) es preciso resolver antes el apartado c).

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y Al es:

$$2\ \text{Al(s)} + 3\ \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3\text{(aq)} + 3\ \text{H}_2\text{(g)}$$

Para determinar cuál es el reactivo limitante, es preciso calcular el número de moles de cada una de las especies reaccionantes:

$$\left.\begin{array}{r} 6{,}0\ \text{g Al} \cdot \dfrac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}} = 0{,}22\ \text{mol Al} \\ 50\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 0{,}60\ \text{M} \cdot \dfrac{0{,}60\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{10^3\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 0{,}60\ \text{M}} = 0{,}030\ \text{mol H}_2\text{SO}_4 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{0{,}030\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{0{,}22\ \text{mol Al}} = 0{,}13$$

Como la relación molar es menor que 1,5 quiere decir que sobra Al que queda sin reaccionar, y que el H_2SO_4 es el reactivo limitante que determina las cantidades de sustancias que reaccionan y se obtienen.

Relacionando H_2SO_4 y Al:

$$0{,}030\ \text{mol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{2\ \text{mol Al}}{3\ \text{mol}\ H_2SO_4} \cdot \frac{27{,}0\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}} = 0{,}54\ \text{g Al (gastado)}$$

$$6{,}0\ \text{g Al (inicial)} - 0{,}54\ \text{g Al (gastado)} = 5{,}5\ \text{g Al (exceso)}$$

a) Relacionando H_2SO_4 y H_2:

$$0{,}030\ \text{mol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{3\ \text{mol}\ H_2}{3\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 0{,}030\ \text{mol}\ H_2$$

Considerando comportamiento ideal y que además el gas se encuentra recogido sobre agua (cubeta hidroneumática), el volumen que ocupa es:

$$V = \frac{(0{,}030\ \text{mol}\ H_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}}{(745 - 17{,}5)\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 0{,}75\ \text{L}\ H_2$$

b) Relacionando H_2SO_4 y $Al_2(SO_4)_3$:

$$0{,}030\ \text{mol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3}{3\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 0{,}010\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3$$

Como se trata de $Al_2(SO_4)_3 \cdot H_2O$:

$$0{,}010\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3 \cdot H_2O}{1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3} \cdot \frac{360{,}0\ \text{g}\ Al_2(SO_4)_3 \cdot H_2O}{1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3 \cdot H_2O} = 3{,}6\ \text{g}\ Al_2(SO_4)_3 \cdot H_2O$$

8.10. Se tienen 90 g de gas etano, C_2H_6. Suponiendo que el etano es un gas ideal, calcule:
a) Volumen que ocupa a 1 atm y 25 °C.
b) Número de moléculas de etano que hay en los 90 g.
c) Volumen de CO_2 (gas, considerado también ideal) que se puede formar, a la misma presión y temperatura, a partir del etano si la reacción siguiente es completa (ajuste previamente la ecuación química):

$$C_2H_6(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$$

(Valencia 1998)

El número de moles de gas correspondiente a los 90 g de etano es:

$$90\ \text{g}\ C_2H_6 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_6}{30{,}0\ \text{g}\ C_2H_6} = 3{,}0\ \text{mol}\ C_2H_6$$

a) Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas en las condiciones dadas es:

$$V = \frac{3{,}0\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 73\ \text{L}\ C_2H_6$$

b) Aplicando el concepto de mol, el número de moléculas correspondiente a esta masa de gas es:

$$3{,}0\ \text{mol}\ C_2H_6 \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ C_2H_6}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} = 1{,}8 \cdot 10^{24}\ \text{moléculas}\ C_2H_6$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del etano es:

$$2\ C_2H_6(g) + 7\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l)$$

Relacionando C_2H_6 y CO_2:

$$3{,}0\ \text{mol}\ C_2H_6 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} = 6{,}0\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(6{,}0\ \text{mol CO}_2)\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 147\ \text{L CO}_2$$

8.11. Por la acción del agua sobre el carburo de aluminio, Al_4C_3, se obtiene metano e hidróxido de aluminio. Si se parte de 3,2 g de carburo de aluminio del 91,3 % de riqueza, calcule el volumen que se obtiene de metano, recogido sobre agua a 16 °C y 736 mmHg, suponiendo una pérdida de gas del 1,8 %.
(Dato. Presión de vapor del agua a 16 °C = 13,6 mmHg)

(Valencia 1998)

La ecuación química correspondiente a la reacción química entre Al_4C_3 y H_2O es:

$$Al_4C_3(s) + 12\ H_2O(l) \rightarrow 3\ CH_4(g) + 4\ Al(OH)_3(aq)$$

Relacionando Al_4C_3 con CH_4:

$$3{,}2\ \text{g muestra}\cdot\frac{91{,}3\ \text{g Al}_4\text{C}_3}{100\ \text{g muestra}}\cdot\frac{1\ \text{mol Al}_4\text{C}_3}{144{,}0\ \text{g Al}_4\text{C}_3}\cdot\frac{3\ \text{mol CH}_4}{1\ \text{mol Al}_4\text{C}_3} = 6{,}1\cdot10^{-2}\ \text{mol CH}_4$$

La cantidad de CH_4 obtenido teniendo en cuenta unas pérdidas del 1,8 % es:

$$6{,}1\cdot10^{-2}\ \text{mol CH}_4\ (\text{teo})\cdot\frac{100\ \text{mol CH}_4\ (\text{teo}) - 1{,}8\ \text{mol CH}_4\ (\text{perdido})}{100\ \text{mol CH}_4\ (\text{teo})} = 6{,}0\cdot10^{-2}\ \text{mol CH}_4\ (\text{real})$$

Considerando comportamiento ideal y teniendo en cuenta que el gas se encuentra recogido sobre agua:

$$V = \frac{(6{,}0\cdot10^{-2}\ \text{mol CH}_4)\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(16+273{,}15)\ \text{K}}{(736-13{,}6)\ \text{mmHg}}\cdot\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 1{,}5\ \text{L CH}_4$$

8.12. Para determinar la riqueza de una muestra de cinc se toman 50,0 g de ella y se tratan con una disolución de ácido clorhídrico de densidad 1,18 g cm^{-3} y 35,0 % en peso de HCl, necesitándose para la completa reacción del cinc contenido en la muestra, 129 cm^3 de dicha disolución.
a) Establezca la ecuación química correspondiente a la reacción que tiene lugar.
b) Determine la molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.
c) Calcule el porcentaje de cinc en la muestra.
d) ¿Qué volumen de hidrógeno, recogido a 27 °C y a la presión de 710 mmHg, se desprenderá durante el proceso?

(Murcia 1999) (Cantabria 2014)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Zn es:

$$Zn(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

b) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución de HCl de riqueza 35,0 %, su concentración molar es:

$$\frac{35{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl}\ 35{,}0\ \%}\cdot\frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}}\cdot\frac{1{,}18\ \text{g HCl}\ 35{,}0\ \%}{1\ \text{cm}^3\ \text{HCl}\ 35{,}0\ \%}\cdot\frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{HCl}\ 35{,}0\ \%}{1\ \text{L HCl}\ 35{,}0\ \%} = 11{,}3\ \text{mol L}^{-1}$$

c) La cantidad de HCl que reacciona es:

$$129\ \text{cm}^3\ \text{HCl}\ 35{,}0\ \%\cdot\frac{11{,}3\ \text{mol HCl}}{10^3\ \text{cm}^3\ \text{HCl}\ 35{,}0\ \%} = 1{,}46\ \text{mol HCl}$$

Relacionando HCl con Zn:

$$1{,}46 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{65{,}4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 47{,}6 \text{ g Zn}$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{47{,}6 \text{ g Zn}}{50 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 95{,}3 \text{ \% Zn}$$

d) Relacionando HCl con H_2:

$$1{,}46 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 0{,}730 \text{ mol H}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}730 \text{ mol H}_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15) \text{ K}}{710 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 19{,}2 \text{ L H}_2$$

8.13. Para conocer la composición de una aleación de aluminio y cinc, se trata una muestra de 0,136 g de esta con exceso de ácido clorhídrico y se recogen 129,0 mL de hidrógeno gas en condiciones normales de presión y temperatura. Calcule la cantidad de cada elemento en la aleación expresada como porcentaje en masa.

(Galicia 1999) (Canarias 2000)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de los metales con HCl son:

$$\text{Zn(s)} + 2 \text{ HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

$$2 \text{ Al(s)} + 6 \text{ HCl(aq)} \rightarrow 2 \text{ AlCl}_3\text{(aq)} + 3 \text{ H}_2\text{(g)}$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas desprendido es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 129 \text{ mL H}_2}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2}{10^3 \text{ mL H}_2} = 5{,}75 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2$$

Llamando x e y a las masas de Zn y Mg contenidas en la aleación y relacionando estas cantidades con el H_2 formado se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65{,}4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} + y \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27{,}0 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} = 5{,}75 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2$$

$$x \text{ g Zn} + y \text{ g Al} = 0{,}136 \text{ g aleación}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$x = 0{,}0449$ g Zn $y = 0{,}0911$ g Al

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{0{,}0449 \text{ g Zn}}{0{,}136 \text{ g aleación}} \cdot 100 = 33{,}0 \text{ \% Zn} \qquad \frac{0{,}0911 \text{ g Al}}{0{,}136 \text{ g aleación}} \cdot 100 = 67{,}0 \text{ \% Al}$$

(En Canarias 2000 el gas se recoge a 27°C y 1 atm).

8.14. La tostación de la pirita (mineral de disulfuro de hierro) conduce a la obtención de dióxido de azufre y trióxido de dihierro, compuestos que pueden emplearse para la fabricación de ácido sulfúrico y obtención de hierro, respectivamente. Calcule:
a) La cantidad de trióxido de dihierro que podría obtenerse a partir de 100 toneladas de pirita de una riqueza del 86,0 % en disulfuro de hierro, si el rendimiento global del proceso de extracción del mencionado óxido es del 82,0 %.
b) El volumen de disolución de ácido sulfúrico del 98,0 % de riqueza y densidad 1,83 g cm^{-3} que podría obtenerse con la pirita mencionada si el rendimiento global del proceso de obtención de ácido sulfúrico es del 70,0 %.

(Castilla y León 1999)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la tostación de la pirita es:

$$4\ FeS_2(s) + 11\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s) + 8\ SO_2(g)$$

Relacionando pirita con Fe_2O_3:

$$100\ \text{t pirita} \cdot \frac{10^6\ \text{g pirita}}{1\ \text{t pirita}} \cdot \frac{86{,}0\ \text{g}\ FeS_2}{100\ \text{g pirita}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ FeS_2}{119{,}8\ \text{g}\ FeS_2} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ Fe_2O_3}{4\ \text{mol}\ FeS_2} = 3{,}59 \cdot 10^5\ \text{mol}\ Fe_2O_3$$

Si el rendimiento del proceso es del 82,0 %:

$$3{,}59 \cdot 10^5\ \text{mol}\ Fe_2O_3 \cdot \frac{159{,}6\ \text{g}\ Fe_2O_3}{1\ \text{mol}\ Fe_2O_3} \cdot \frac{1\ \text{t}\ Fe_2O_3}{10^6\ \text{g}\ Fe_2O_3} \cdot \frac{82{,}0\ \text{t}\ Fe_2O_3\ \text{(real)}}{100\ \text{t}\ Fe_2O_3\ \text{(teórico)}} = 47{,}0\ \text{t}\ Fe_2O_3$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del H_2SO_4 es:

$$SO_2(g) + ½\ O_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(aq)$$

Relacionando pirita con SO_2:

$$100\ \text{t pirita} \cdot \frac{10^6\ \text{g pirita}}{1\ \text{t pirita}} \cdot \frac{86{,}0\ \text{g}\ FeS_2}{100\ \text{g pirita}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ FeS_2}{119{,}8\ \text{g}\ FeS_2} \cdot \frac{8\ \text{mol}\ SO_2}{4\ \text{mol}\ FeS_2} = 1{,}44 \cdot 10^6\ \text{mol}\ SO_2$$

Si el rendimiento del proceso es del 70,0 % la cantidad de H_2SO_4 que se obtiene es:

$$1{,}436 \cdot 10^6\ \text{mol}\ SO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ SO_2} \cdot \frac{70{,}0\ \text{mol}\ H_2SO_4\ \text{(real)}}{100\ \text{mol}\ H_2SO_4\ \text{(teórico)}} = 1{,}01 \cdot 10^6\ \text{mol}\ H_2SO_4$$

Como el H_2SO_4 es del 98,0 % de riqueza:

$$1{,}01 \cdot 10^6\ \text{mol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%}{98{,}0\ \text{g}\ H_2SO_4} = 1{,}01 \cdot 10^8\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%$$

El volumen correspondiente de disolución es:

$$1{,}01 \cdot 10^8\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \% \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%}{1{,}83\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%}{10^6\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%} = 55{,}2\ \text{m}^3\ H_2SO_4\ 98{,}0\ \%$$

8.15. El origen de formación de una cueva se encuentra en la disolución del carbonato de calcio gracias al agua de lluvia que contiene cantidades variables de CO_2, de acuerdo con el proceso:

$$CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ HCO_3^-(aq)$$

a) Suponiendo que una cueva subterránea tiene forma esférica y un radio de 4,00 m, que el agua de lluvia contiene en promedio 20,0 mg L^{-1} de CO_2, que la superficie sobre la cueva es plana y, por tanto, el área donde cae la lluvia responsable de la formación de la cueva es circular, de 4,00 m de radio, y que en promedio caen 240 L m^{-2} al año en el lugar donde se ha formado la cueva, calcule el tiempo que ha necesitado para que se formara la cueva.
b) Calcule la concentración (en mol L^{-1} y en mg L^{-1}) que tendría el Ca^{2+} en el agua subterránea de esa cueva, suponiendo que la única fuente de agua fuera la lluvia y la única fuente de calcio fuera la reacción arriba indicada. Si se tomara un litro de agua de la cueva y se evaporara el agua, en estas condiciones, ¿qué cantidad de hidrogenocarbonato de calcio se obtendría?
c) En realidad se ha analizado el agua de la cueva, observándose que tiene la siguiente composición en mg L^{-1}: Ca^{2+} 40,0; Na^+ 13,1; Mg^{2+} 7,8; HCO_3^- 153,0; SO_4^{2-} 23,8 y Cl^- 10,9. Suponiendo que al evaporar un litro de agua mineral, todo el calcio se combina con el bicarbonato, calcule la masa de $Ca(HCO_3)_2$ formado.
d) Si el bicarbonato que sobra se combina con el sodio, calcule la masa de $NaHCO_3$ formado.
e) Si el sodio sobrante se combina con el cloruro, calcule la masa de cloruro de sodio que se forma.
f) Si el cloruro sobrante se combina con el magnesio, calcule la masa de cloruro de magnesio obtenida.
g) Si el magnesio que sobra se combina con el sulfato, calcule la masa de sulfato de magnesio obtenida.
h) Si finalmente el sulfato que sobra se combinara con K^+, ¿cuánto K^+ debería tener el agua (expresado en mg L^{-1}), y que masa de K_2SO_4 se formaría?
(Datos. $V_{\text{esfera}} = 4/3\ \pi r^3$; $A_{\text{círculo}} = \pi r^2$; densidad $CaCO_3$(s) = 2,930 g cm^{-3})

(Valencia 1999)

a) El área sobre la que cae el agua de lluvia es:

$$A = \pi \cdot (4,00\ \text{m})^2 = 50,3\ \text{m}^2$$

El volumen de agua que cae sobre la cueva en un año es:

$$50,3\ \text{m}^2 \cdot \frac{240\ \text{L}}{\text{m}^2\ \text{año}} \cdot 1\ \text{año} = 1,21 \cdot 10^4\ \text{L}$$

El volumen de la cueva y, por lo tanto, de $CaCO_3$ que se disuelve es:

$$V = \frac{4}{3}\pi\ (4,00\ \text{m})^3 \cdot \frac{10^6\ \text{cm}^3}{1\ \text{m}^3} = 2,68 \cdot 10^8\ \text{cm}^3\ \text{CaCO}_3$$

Expresando la cantidad anterior en moles:

$$2,68 \cdot 10^8\ \text{cm}^3\ \text{CaCO}_3 \cdot \frac{2,930\ \text{g CaCO}_3}{1\ \text{cm}^3\ \text{CaCO}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol CaCO}_3}{100,1\ \text{g CaCO}_3} = 7,85 \cdot 10^6\ \text{mol CaCO}_3$$

Relacionando $CaCO_3$ y CO_2:

$$7,85 \cdot 10^6\ \text{mol CaCO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol CaCO}_3} \cdot \frac{44,0\ \text{g CO}_2}{1\ \text{mol CO}_2} = 3,46 \cdot 10^8\ \text{g CO}_2$$

Relacionando CO_2 y agua de lluvia:

$$3,46 \cdot 10^8\ \text{g CO}_2 \cdot \frac{10^3\ \text{mg CO}_2}{1\ \text{g CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{L agua}}{20,0\ \text{mg CO}_2} = 1,73 \cdot 10^{10}\ \text{L agua}$$

El tiempo necesario para recoger ese volumen de agua de lluvia, y por lo tanto, la edad de la cueva es:

$$1{,}73\cdot 10^{10}\ \text{L agua}\cdot\frac{1\ \text{año}}{1{,}21\cdot 10^{4}\ \text{L}}=1{,}43\cdot 10^{6}\ \text{años}$$

b) Teniendo en cuenta que el agua de lluvia contiene 20,0 mg L^{-1} de CO_2, la concentración de Ca^{2+} expresada en mol L^{-1} y mg L^{-1} es:

$$\frac{20{,}0\ \text{mg}\ CO_2}{\text{L}}\cdot\frac{1\ \text{g}\ CO_2}{10^3\ \text{mg}\ CO_2}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ Ca^{2+}}{1\ \text{mol}\ CO_2}=4{,}54\cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ L^{-1}$$

$$\frac{4{,}54\cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ Ca^{2+}}{\text{L}}\cdot\frac{40{,}1\ \text{g}\ Ca^{2+}}{1\ \text{mol}\ Ca^{2+}}\cdot\frac{10^3\ \text{mg}\ Ca^{2+}}{1\ \text{g}\ Ca^{2+}}=18{,}2\ \text{mg}\ L^{-1}$$

c) Considerando limitante el ion Ca^{2+}, la cantidad de $Ca(HCO_3)_2$ es:

$$40{,}0\ \text{mg}\ Ca^{2+}\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ Ca^{2+}}{40{,}1\ \text{mg}\ Ca^{2+}}\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ Ca(HCO_3)_2}{1\ \text{mmol}\ Ca^{2+}}\cdot\frac{162{,}1\ \text{mg}\ Ca(HCO_3)_2}{1\ \text{mmol}\ Ca(HCO_3)_2}=162\ \text{mg}\ Ca(HCO_3)_2$$

d) La cantidad de $NaHCO_3$ obtenido con el ion HCO_3^- sobrante del apartado anterior es:

$$162\ \text{mg}\ Ca(HCO_3)_2-40{,}0\ \text{mg}\ Ca^{2+}=122\ \text{mg}\ HCO_3^-$$

$$153\ \text{mg}\ HCO_3^-\ \text{(total)}-122\ \text{mg}\ HCO_3^-\ \text{(gastado)}=31{,}0\ \text{mg}\ HCO_3^-\ \text{(sobrante)}$$

$$31{,}0\ \text{mg}\ HCO_3^-\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ HCO_3^-}{61{,}0\ \text{mg}\ HCO_3^-}\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ NaHCO_3}{1\ \text{mmol}\ HCO_3^-}\cdot\frac{84{,}0\ \text{mg}\ NaHCO_3}{1\ \text{mmol}\ NaHCO_3}=42{,}7\ \text{mg}\ NaHCO_3$$

e) La cantidad de NaCl obtenido con el ion Na^+ sobrante del apartado anterior es:

$$42{,}7\ \text{mg}\ NaHCO_3-31{,}0\ \text{mg}\ HCO_3^-=11{,}7\ \text{mg}\ Na^+$$

$$13{,}1\ \text{mg}\ Na^+\ \text{(total)}-11{,}7\ \text{mg}\ Na^+\ \text{(gastado)}=1{,}40\ \text{mg}\ Na^+\ \text{(sobrante)}$$

$$1{,}40\ \text{mg}\ Na^+\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ Na^+}{23{,}0\ \text{mg}\ Na^+}\cdot\frac{1\ \text{mmol NaCl}}{1\ \text{mmol}\ Na^+}\cdot\frac{58{,}5\ \text{mg NaCl}}{1\ \text{mmol NaCl}}=3{,}56\ \text{mg NaCl}$$

f) La cantidad de $MgCl_2$ obtenido con el ion Cl^- sobrante del apartado anterior es:

$$3{,}56\ \text{mg NaCl}-1{,}40\ \text{mg}\ Na^+=2{,}16\ \text{mg}\ Cl^-$$

$$10{,}9\ \text{mg}\ Cl^-\ \text{(total)}-2{,}3\ \text{mg}\ Cl^-\ \text{(gastado)}=8{,}74\ \text{mg}\ Cl^-\ \text{(sobrante)}$$

$$8{,}74\ \text{mg}\ Cl^-\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ Cl^-}{35{,}5\ \text{mg}\ Cl^-}\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ MgCl_2}{2\ \text{mmol}\ Cl^-}\cdot\frac{95{,}3\ \text{mg}\ MgCl_2}{1\ \text{mmol}\ MgCl_2}=11{,}7\ \text{mg}\ MgCl_2$$

▪ La cantidad de $MgSO_4$ obtenido con el ion Mg^{2+} sobrante del apartado anterior es:

$$11{,}7\ \text{mg}\ MgCl_2-8{,}74\ \text{mg}\ Cl^-=2{,}96\ \text{mg}\ Mg^{2+}$$

$$7{,}8\ \text{mg}\ Mg^{2+}\ \text{(total)}-2{,}96\ \text{mg}\ Mg^{2+}\ \text{(gastado)}=4{,}8\ \text{mg}\ Mg^{2+}\ \text{(sobrante)}$$

$$4{,}8\ \text{mg}\ Mg^{2+}\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ Mg^{2+}}{24{,}3\ \text{mg}\ Mg^{2+}}\cdot\frac{1\ \text{mmol}\ MgSO_4}{1\ \text{mmol}\ Mg^{2+}}\cdot\frac{120{,}3\ \text{mg}\ MgSO_4}{1\ \text{mmol}\ MgSO_4}=24\ \text{mg}\ MgSO_4$$

▪ La cantidad de K_2SO_4 (obtenido con el ion SO_4^{2-} sobrante del apartado anterior es:

$$24\ \text{mg}\ K_2SO_4-4{,}8\ \text{mg}\ Mg^{2+}=19\ \text{mg}\ SO_4^{2-}$$

$$23{,}8\ \text{mg}\ SO_4^{2-}\ \text{(total)}-19\ \text{mg}\ SO_4^{2-}\ \text{(gastado)}=4{,}8\ \text{mg}\ SO_4^{2-}\ \text{(sobrante)}$$

$$4{,}8\ \text{mg}\ SO_4^{2-} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ SO_4^{2-}}{96{,}1\ \text{mg}\ SO_4^{2-}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ K_2SO_4}{1\ \text{mmol}\ SO_4^{2-}} \cdot \frac{174{,}2\ \text{mg}\ K_2SO_4}{1\ \text{mmol}\ K_2SO_4} = 8{,}7\ \text{mg}\ K_2SO_4$$

La masa de ion K^+ necesaria para formar esa cantidad de K_2SO_4 es:

$$8{,}7\ \text{mg}\ K_2SO_4 - 4{,}4\ \text{mg}\ SO_4^{2-} = 4{,}3\ \text{mg}\ K^+$$

8.16. Un gramo de un producto alimenticio se ataca siguiendo el método de Kjeldahl con ácido sulfúrico y catalizadores adecuados, con lo que todo el nitrógeno se convierte en sulfato de amonio. Después de una serie de tratamientos, el sulfato de amonio se transforma en amoníaco que se recoge sobre 25 mL de ácido sulfúrico 0,10 M. El exceso de ácido se valora con hidróxido de sodio 0,10 M consumiéndose 7,0 mL del mismo. Calcule:
a) El contenido en nitrógeno del producto.
b) El porcentaje de proteínas en el mismo, si la proporción de nitrógeno en ellas es del 16 %.

(Castilla y León 1999)

a) La cantidad total de H_2SO_4 empleado en ambas reacciones de neutralización es:

$$25\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M}} = 2{,}5\ \text{mmol}\ H_2SO_4$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización con NaOH del exceso de H_2SO_4 es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando NaOH con H_2SO_4se obtiene el exceso de este:

$$7{,}0\ \text{mL NaOH}\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH}\ 0{,}10\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ H_2SO_4}{2\ \text{mmol NaOH}} = 0{,}70\ \text{mmol}\ H_2SO_4$$

La cantidad de H_2SO_4 utilizado en la digestión del nitrógeno de la proteína es:

$$2{,}5\ \text{mmol}\ H_2SO_4\ (\text{total}) - 0{,}70\ \text{mmol}\ H_2SO_4\ (\text{exceso}) = 1{,}8\ \text{mmol}\ H_2SO_4\ (\text{digestión})$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NH_3 es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NH_3(aq) \rightarrow (NH_4)_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando H_2SO_4 con NH_3 y con N:

$$1{,}8\ \text{mmol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ NH_3}{1\ \text{mmol}\ H_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{mmol N}}{1\ \text{mmol}\ NH_3} \cdot \frac{14{,}0\ \text{mg N}}{1\ \text{mmol N}} = 50\ \text{mg N}$$

Relacionando N con proteína:

$$\frac{50\ \text{mg N}}{1{,}0\ \text{g alimento}} \cdot \frac{1\ \text{g N}}{10^3\ \text{mg N}} \cdot \frac{100\ \text{g proteína}}{16\ \text{g N}} \cdot 100 = 31\ \%\ \text{proteína}$$

8.17. En las botellas de agua mineral suele figurar el análisis químico de las sales que contiene y, además, el residuo seco, que corresponde al residuo sólido que deja un litro de agua mineral cuando se evapora a sequedad. Este número no coincide con la suma de las masas de las sustancias disueltas, porque al hervir el agua, algunas sustancias sufren transformaciones, como por ejemplo, los hidrogenocarbonatos que se transforman en carbonatos, con la correspondiente pérdida de dióxido de carbono y agua:

$$Ca(HCO_3)_2(aq) \rightarrow CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

El análisis de un agua mineral en mg L^{-1} es el siguiente:

Ca^{2+}	Mg^{2+}	Na^{+}	HCO_3^-	SO_4^{2-}	Cl^-
40,8	7,8	13,1	124,1	16,6	30,7

a) Compruebe que tiene la misma cantidad de cargas positivas y negativas.
b) Suponiendo que todo el calcio se encuentra en forma de hidrogenocarbonato de calcio y que se producen las pérdidas indicadas en la introducción, calcule el residuo seco al evaporar a sequedad un litro de agua mineral.
c) Si al evaporar a sequedad, todo el sulfato se encuentra en forma de sulfato de sodio, ¿qué masas de sulfato de sodio, cloruro de sodio, cloruro de magnesio y carbonato de calcio se obtienen en el residuo seco?

(Valencia 2000)

a) La cantidad de cationes (mmol de carga positiva) y de aniones (mmol de carga negativa) contenida en un litro de agua mineral es:

$$\left.\begin{array}{l} 40{,}8\ \text{mg Ca}^{2+} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol Ca}^{2+}}{40{,}1\ \text{mg Ca}^{2+}} \cdot \dfrac{2\ \text{mmol }(+)}{1\ \text{mmol Ca}^{2+}} = 2{,}03\ \text{mmol }(+) \\ 7{,}8\ \text{mg Mg}^{2+} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol Mg}^{2+}}{24{,}3\ \text{mg Mg}^{2+}} \cdot \dfrac{2\ \text{mmol }(+)}{1\ \text{mmol Mg}^{2+}} = 0{,}64\ \text{mmol }(+) \\ 13{,}1\ \text{mg Na}^{+} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol Na}^{+}}{23{,}0\ \text{mg Na}^{+}} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol }(+)}{1\ \text{mmol Na}^{+}} = 0{,}569\ \text{mmol }(+) \end{array}\right\} \rightarrow \ 3{,}24\ \text{mmol }(+)$$

Procediendo de la misma forma con los aniones:

$$\left.\begin{array}{l} 124{,}1\ \text{mg HCO}_3^- \cdot \dfrac{1\ \text{mmol HCO}_3^-}{61{,}0\ \text{mg HCO}_3^-} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol }(-)}{1\ \text{mmol HCO}_3^-} = 2{,}03\ \text{mmol }(-) \\ 16{,}6\ \text{mg SO}_4^{2-} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol SO}_4^{2-}}{96{,}1\ \text{mg SO}_4^{2-}} \cdot \dfrac{2\ \text{mmol }(-)}{1\ \text{mmol SO}_4^{2-}} = 0{,}345\ \text{mmol }(-) \\ 30{,}7\ \text{mg Cl}^{-} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol Cl}^{-}}{35{,}5\ \text{mg Cl}^{-}} \cdot \dfrac{1\ \text{mmol }(-)}{1\ \text{mmol Cl}^{-}} = 0{,}865\ \text{mmol }(-) \end{array}\right\} \rightarrow \ 3{,}24\ \text{mmol }(-)$$

Haciendo un balance de cargas, se observa que coincide el número de cargas positivas con el de cargas negativas, lo cual es razonable ya que la materia es eléctricamente neutra.

b) El residuo seco estará formado por las masas de los cationes y aniones y se calcula restándole la pérdida de masa que se produce y que es debida a los gases (CO_2 y H_2O) que se liberan en la reacción:

$$m_{\text{residuo seco}} = m_{\text{iones}} - m_{\text{gases}}$$

Los valores de todas estas masas son:

$$m_{\text{iones}} = [(40{,}8 + 7{,}8 + 13{,}1) + (124{,}1 + 16{,}6 + 30{,}7)]\ \text{mg} = 233\ \text{mg}$$

Suponiendo que el Ca^{2+} y el HCO_3^- reaccionan completamente entre sí:

$$m_{Ca(HCO_3)_2} = 40{,}8\ \text{mg Ca}^{2+} + 124{,}1\ \text{mg HCO}_3^- = 165\ \text{mg Ca(HCO}_3)_2$$

Relacionando $Ca(HCO_3)_2$ con los gases formados:

$$165 \text{ mg } Ca(HCO_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol } Ca(HCO_3)_2}{162{,}1 \text{ mg } Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{1 \text{ mmol } CO_2}{1 \text{ mmol } Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{44{,}0 \text{ mg } CO_2}{1 \text{ mmol } CO_2} = 44{,}8 \text{ mg } CO_2$$

$$165 \text{ mg } Ca(HCO_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol } Ca(HCO_3)_2}{162{,}1 \text{ mg } Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{1 \text{ mmol } H_2O}{1 \text{ mmol } Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{18{,}0 \text{ mg } H_2O}{1 \text{ mmol } H_2O} = 18{,}3 \text{ mg } H_2O$$

Se obtiene que, $m_{\text{gases}} = (44{,}8 + 18{,}3) \text{ mg} = 63{,}1 \text{ mg}$.

La masa del residuo seco es:

$$m_{\text{residuo seco}} = 233 \text{ mg iones} - 63{,}1 \text{ mg gases} = 170 \text{ mg}$$

c) Las masas de las sales contenidas en las botella y que forman parte el residuo seco son:

- Na_2SO_4 (considerando limitante el ion SO_4^{2-}):

$$16{,}6 \text{ mg } SO_4^{2-} \cdot \frac{1 \text{ mmol } SO_4^{2-}}{96{,}1 \text{ mg } SO_4^{2-}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } Na_2SO_4}{1 \text{ mmol } SO_4^{2-}} \cdot \frac{142{,}0 \text{ mg } Na_2SO_4}{1 \text{ mmol } Na_2SO_4} = 24{,}6 \text{ mg } Na_2SO_4$$

- NaCl (obtenido con el ion Na^+ sobrante de la reacción con SO_4^{2-}):

$$16{,}6 \text{ mg } SO_4^{2-} \cdot \frac{1 \text{ mmol } SO_4^{2-}}{96{,}1 \text{ mg } SO_4^{2-}} \cdot \frac{2 \text{ mmol } Na^+}{1 \text{ mmol } SO_4^{2-}} \cdot \frac{23{,}0 \text{ mg } Na^+}{1 \text{ mmol } Na^+} = 8{,}0 \text{ mg } Na^+$$

$$13{,}1 \text{ mg } Na^+ \text{ (total)} - 8{,}0 \text{ mg } Na^+ \text{ (gastado)} = 5{,}1 \text{ mg } Na^+ \text{ (sobrante)}$$

$$5{,}1 \text{ mg } Na^+ \cdot \frac{1 \text{ mmol } Na^+}{23{,}0 \text{ mg } Na^+} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mmol } Na^+} \cdot \frac{58{,}5 \text{ mg NaCl}}{1 \text{ mmol NaCl}} = 13 \text{ mg NaCl}$$

- $MgCl_2$ (obtenido con el Cl^- sobrante de la reacción con Na^+):

$$7{,}8 \text{ mg } Mg^{2+} \cdot \frac{1 \text{ mmol } Mg^{2+}}{24{,}3 \text{ mg } Mg^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } MgCl_2}{1 \text{ mmol } Mg^{2+}} \cdot \frac{95{,}3 \text{ mg } MgCl_2}{1 \text{ mmol } MgCl_2} = 31 \text{ mg } MgCl_2$$

- $CaCO_3$ (formado a partir del $Ca(HCO_3)_2$):

$$165 \text{ mg } Ca(HCO_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol } Ca(HCO_3)_2}{162{,}1 \text{ mg } Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{1 \text{ mmol } CaCO_3}{1 \text{ mmol } Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{100{,}1 \text{ mg } CaCO_3}{1 \text{ mmol } CaCO_3} = 102 \text{ mg } CaCO_3$$

8.18. A un laboratorio llega una muestra húmeda que es una mezcla de carbonatos de calcio y magnesio de la que se desea conocer la composición porcentual. Para ello se pesan 2,250 g de la misma y se calcinan en un crisol de porcelana hasta su total descomposición a los óxidos correspondientes. En el proceso se desprende dióxido de carbono gaseoso, que medido a 1,50 atm y 30 °C, ocupa un volumen de 413,1 cm^3. Una vez frío el crisol se procede a su pesada, llegando a la conclusión de que el residuo sólido procedente de la calcinación tiene una masa de 1,120 g. Calcule la composición porcentual de la mezcla.

(Castilla y León 2000)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la descomposición térmica de ambos carbonatos son:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

$$MgCO_3(s) \rightarrow MgO(s) + CO_2(g)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{1{,}50 \text{ atm} \cdot 413{,}1 \text{ cm}^3}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ cm}^3} = 2{,}49 \cdot 10^{-2} \text{ mol } CO_2$$

Llamando x e y a las masas de $CaCO_3$ y $MgCO_3$ contenidas en la mezcla y relacionando estas cantidades con el CO_2 formado:

$$\left.\begin{array}{l} x\text{ g }CaCO_3 \cdot \dfrac{1\text{ mol }CaCO_3}{100{,}1\text{ g }CaCO_3} \cdot \dfrac{1\text{ mol }CO_2}{1\text{ mol }CaCO_3} = \dfrac{x}{100}\text{ mol }CO_2 \\ y\text{ g }MgCO_3 \cdot \dfrac{1\text{ mol }MgCO_3}{84{,}3\text{ g }MgCO_3} \cdot \dfrac{1\text{ mol }CO_2}{1\text{ mol }MgCO_3} = \dfrac{y}{84{,}3}\text{ mol }CO_2 \end{array}\right\} \rightarrow \dfrac{x}{100} + \dfrac{y}{84{,}3} = 2{,}49 \cdot 10^{-2}$$

Relacionando las masas de $CaCO_3$ y $MgCO_3$ con el CaO y MgO formados:

$$\left.\begin{array}{l} x\text{ g }CaCO_3 \cdot \dfrac{1\text{ mol }CaCO_3}{100{,}1\text{ g }CaCO_3} \cdot \dfrac{1\text{ mol CaO}}{1\text{ mol }CaCO_3} \cdot \dfrac{56{,}1\text{ g CaO}}{1\text{ mol CaO}} = \dfrac{56{,}0\,x}{100{,}1}\text{ g CaO} \\ y\text{ g }MgCO_3 \cdot \dfrac{1\text{ mol }MgCO_3}{84{,}3\text{ g }MgCO_3} \cdot \dfrac{1\text{ mol MgO}}{1\text{ mol }MgCO_3} \cdot \dfrac{40{,}3\text{ g MgO}}{1\text{ mol MgO}} = \dfrac{40{,}3\,y}{84{,}3}\text{ g MgO} \end{array}\right\} \rightarrow \dfrac{56{,}1\,x}{100{,}1} + \dfrac{84{,}3\,y}{84{,}3} = 1{,}12$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 0{,}717\text{ g }CaCO_3 \qquad y = 1{,}50\text{ g }MgCO_3$$

El porcentaje de cada carbonato respecto de la muestra húmeda es:

$$\frac{0{,}717\text{ g }CaCO_3}{2{,}25\text{ g mezcla}} \cdot 100 = 31{,}9\ \%\ CaCO_3 \qquad \frac{1{,}50\text{ g }MgCO_3}{2{,}25\text{ g mezcla}} \cdot 100 = 66{,}8\ \%\ MgCO_3$$

8.19. Una muestra de 3,0 g de una mezcla de cloruro de amonio, NH_4Cl, y cloruro de sodio, NaCl, se disuelve en 60 cm^3 de una disolución de hidróxido de sodio que contiene 26 g L^{-1} de NaOH. Se hierve la disolución resultante hasta conseguir el desprendimiento de todo el amoníaco formado. El exceso de NaOH se valora, hasta su neutralización, con 24 cm^3 de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 39,5 g L^{-1} de H_2SO_4.
Calcule el contenido de cloruro de amonio en la muestra original.

(Murcia 2001)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre NaOH y NH_4Cl es:

$$NH_4Cl(s) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + NH_3(g) + H_2O(l)$$

La cantidad de NaOH que reacciona con NH_4Cl se obtienen mediante la diferencia entre la cantidad total y la que se consume con H_2SO_4.

- Cantidad total de NaOH que reacciona con ambas sustancias:

$$60\text{ mL dis} \cdot \frac{1\text{ L dis}}{10^3\text{ mL dis}} \cdot \frac{26\text{ g NaOH}}{1\text{ L dis}} \cdot \frac{1\text{ mol NaOH}}{40{,}0\text{ g NaOH}} \cdot \frac{10^3\text{ mmol NaOH}}{1\text{ mol NaOH}} = 39\text{ mmol NaOH}$$

- Cantidad de NaOH en exceso que reacciona con H_2SO_4:

La ecuación química correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NaOH es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionado la disolución de H_2SO_4 de 39,5 g L^{-1} con NaOH:

$$24\text{ mL dis} \cdot \frac{1\text{ L dis}}{10^3\text{ mL dis}} \cdot \frac{39{,}5\text{ g }H_2SO_4}{1\text{ L dis}} \cdot \frac{1\text{ mol }H_2SO_4}{98{,}1\text{ g }H_2SO_4} \cdot \frac{2\text{ mol NaOH}}{1\text{ mol }H_2SO_4} \cdot \frac{10^3\text{ mmol NaOH}}{1\text{ mol NaOH}} = 19\text{ mmol NaOH}$$

- Cantidad de NaOH que reacciona con NH_4Cl:

$$39\ \text{mmol NaOH (total)} - 19\ \text{mmol NaOH (exceso)} = 20\ \text{mmol NaOH (gastado)}$$

Relacionando NaOH y NH_4Cl:

$$20\ \text{mmol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mmol NH}_4\text{Cl}}{1\ \text{mmol NaOH}} \cdot \frac{53{,}5\ \text{mg NH}_4\text{Cl}}{1\ \text{mmol NH}_4\text{Cl}} \cdot \frac{1\ \text{g NH}_4\text{Cl}}{10^3\ \text{mg NH}_4\text{Cl}} = 1{,}1\ \text{g NH}_4\text{Cl}$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{1{,}1\ \text{g NH}_4\text{Cl}}{3{,}0\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 37\ \%\ \text{NH}_4\text{Cl}$$

8.20. En el origen de la Tierra, la corteza sólida estaba rodeada de una atmósfera que estaba constituida por CH_4, NH_3, CO_2, H_2 y vapor de agua. Esta atmósfera, sometida a la radiación solar, descargas eléctricas y erupciones volcánicas, originó el medio químico en el que se formaron los primeros seres vivos.
En 1952, Stanley Miller y Harold Urey introdujeron en un aparato CH_4, NH_3, CO_2, H_2 y después de someter la mezcla a la acción de descargas eléctricas, comprobaron al cabo de unos días la formación de moléculas sencillas como:

HCHO (formaldehído o metanal)	$CH_3CHOHCOOH$ (ácido láctico)
NH_2CH_2COOH (glicina)	NH_2CONH_2 (urea)

En una experiencia de laboratorio, que reproduce el experimento de Miller y Urey, se partió exclusivamente de CH_4, NH_3 y H_2O. Al final de la experiencia el análisis dio el siguiente resultado:

0,1273 g de formaldehído	0,0543 g de ácido láctico
0,1068 g de ácido acético	0,1190 g de urea
0,0962 g de glicina	y cierta cantidad de hidrógeno molecular.

Calcule la masa de las tres sustancias de partida y la cantidad de moles de hidrógeno molecular al final de la experiencia.

(Valencia 2001)

En los productos obtenidos, el carbono procede del CH_4, el oxígeno del H_2O y el nitrógeno del NH_3.

▪ La ecuación química correspondiente a la formación de formaldehído, CH_2O, es:

$$CH_4(g) + H_2O(g) \rightarrow CH_2O(g) + 2\ H_2(g)$$

Realizando todos los cálculos en mg y mmol, la cantidad de formaldehído obtenido es:

$$0{,}1273\ \text{g CH}_2\text{O} \cdot \frac{10^3\ \text{mg CH}_2\text{O}}{1\ \text{g CH}_2\text{O}} \cdot \frac{1\ \text{mmol CH}_2\text{O}}{30{,}0\ \text{mg CH}_2\text{O}} = 4{,}24\ \text{mmol CH}_2\text{O}$$

Relacionando la cantidad de formaldehído con las sustancias de partida y con el H_2 formado:

$$4{,}24\ \text{mmol CH}_2\text{O} \cdot \frac{1\ \text{mmol CH}_4}{1\ \text{mmol CH}_2\text{O}} \cdot \frac{16{,}0\ \text{mg CH}_4}{1\ \text{mmol CH}_4} = 67{,}9\ \text{mg CH}_4$$

$$4{,}24\ \text{mmol CH}_2\text{O} \cdot \frac{1\ \text{mmol H}_2\text{O}}{1\ \text{mmol CH}_2\text{O}} \cdot \frac{18{,}0\ \text{mg H}_2\text{O}}{1\ \text{mmol H}_2\text{O}} = 76{,}4\ \text{mg H}_2\text{O}$$

$$4{,}24\ \text{mmol CH}_2\text{O} \cdot \frac{2\ \text{mmol H}_2}{1\ \text{mmol CH}_2\text{O}} = 8{,}48\ \text{mmol H}_2$$

▪ La ecuación química correspondiente a la formación de ácido láctico, $C_3H_6O_3$, es:

$$3\ CH_4(g) + 3\ H_2O(g) \rightarrow C_3H_6O_3(g) + 6\ H_2(g)$$

La cantidad de ácido láctico obtenido es:

$$0{,}0543 \text{ g } C_3H_6O_3 \cdot \frac{10^3 \text{ mg } C_3H_6O_3}{1 \text{ g } C_3H_6O_3} \cdot \frac{1 \text{ mmol } C_3H_6O_3}{90{,}0 \text{ mg } C_3H_6O_3} = 0{,}603 \text{ mmol } C_3H_6O_3$$

Relacionando la cantidad de ácido láctico con las sustancias de partida y con el H_2 formado:

$$0{,}603 \text{ mmol } C_3H_6O_3 \cdot \frac{3 \text{ mmol } CH_4}{1 \text{ mmol } C_3H_6O_3} \cdot \frac{16{,}0 \text{ mg } CH_4}{1 \text{ mmol } CH_4} = 28{,}9 \text{ mg } CH_4$$

$$0{,}603 \text{ mmol } C_3H_6O_3 \cdot \frac{3 \text{ mmol } H_2O}{1 \text{ mmol } C_3H_6O_3} \cdot \frac{18{,}0 \text{ mg } H_2O}{1 \text{ mmol } H_2O} = 32{,}6 \text{ mg } H_2O$$

$$0{,}603 \text{ mmol } C_3H_6O_3 \cdot \frac{6 \text{ mmol } H_2}{1 \text{ mmol } C_3H_6O_3} = 3{,}62 \text{ mmol } H_2$$

- La ecuación química correspondiente a la formación de ácido acético, $C_2H_4O_2$, es:

$$2\ CH_4(g) + 2\ H_2O(g) \rightarrow C_2H_4O_2(g) + 4\ H_2(g)$$

La cantidad de ácido acético obtenido es:

$$0{,}1068 \text{ g } C_2H_4O_2 \cdot \frac{10^3 \text{ mg } C_2H_4O_2}{1 \text{ g } C_2H_4O_2} \cdot \frac{1 \text{ mmol } C_2H_4O_2}{60{,}0 \text{ mg } C_2H_4O_2} = 1{,}78 \text{ mmol } C_2H_4O_2$$

Relacionando la cantidad de ácido acético con las sustancias de partida y con el H_2 formado:

$$1{,}78 \text{ mmol } C_2H_4O_2 \cdot \frac{2 \text{ mmol } CH_4}{1 \text{ mmol } C_2H_4O_2} \cdot \frac{16{,}0 \text{ mg } CH_4}{1 \text{ mmol } CH_4} = 57{,}0 \text{ mg } CH_4$$

$$1{,}78 \text{ mmol } C_2H_4O_2 \cdot \frac{2 \text{ mmol } H_2O}{1 \text{ mmol } C_2H_4O_2} \cdot \frac{18{,}0 \text{ mg } H_2O}{1 \text{ mmol } H_2O} = 64{,}1 \text{ mg } H_2O$$

$$1{,}78 \text{ mmol } C_2H_4O_2 \cdot \frac{4 \text{ mmol } H_2}{1 \text{ mmol } C_2H_4O_2} = 7{,}12 \text{ mmol } H_2$$

- La ecuación química correspondiente a la formación de urea, CON_2H_4, es:

$$CH_4(g) + H_2O(g) + 2\ NH_3(g) \rightarrow CON_2H_4(g) + 4\ H_2(g)$$

La cantidad de urea obtenida es:

$$0{,}1190 \text{ g } CON_2H_4 \cdot \frac{10^3 \text{ mg } CON_2H_4}{1 \text{ g } CON_2H_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } CON_2H_4}{60{,}0 \text{ g } CON_2H_4} = 1{,}98 \text{ mmol } CON_2H_4$$

Relacionando la cantidad de urea con las sustancias de partida y con el H_2 formado:

$$1{,}98 \text{ mmol } CON_2H_4 \cdot \frac{1 \text{ mmol } CH_4}{1 \text{ mmol } CON_2H_4} \cdot \frac{16{,}0 \text{ mg } CH_4}{1 \text{ mmol } CH_4} = 31{,}7 \text{ mg } CH_4$$

$$1{,}98 \text{ mmol } CON_2H_4 \cdot \frac{1 \text{ mmol } H_2O}{1 \text{ mmol } CON_2H_4} \cdot \frac{18{,}0 \text{ mg } H_2O}{1 \text{ mmol } H_2O} = 35{,}7 \text{ mg } H_2O$$

$$1{,}98 \text{ mmol } CON_2H_4 \cdot \frac{2 \text{ mmol } NH_3}{1 \text{ mmol } CON_2H_4} \cdot \frac{17{,}0 \text{ mg } NH_3}{1 \text{ mmol } NH_3} = 67{,}4 \text{ mg } NH_3$$

$$1{,}98 \text{ mmol } CON_2H_4 \cdot \frac{4 \text{ mmol } H_2}{1 \text{ mmol } CON_2H_4} = 7{,}92 \text{ mmol } H_2$$

- La ecuación química correspondiente a la formación de glicina, $C_2H_5NO_2$, es:

$$2\ CH_4(g) + 2\ H_2O(g) + NH_3(g) \rightarrow C_2H_5NO_2(g) + 5\ H_2(g)$$

La cantidad de glicina obtenida es:

$$0{,}0962\ g\ C_2H_5NO_2 \cdot \frac{10^3\ mg\ C_2H_5NO_2}{1\ g\ C_2H_5NO_2} \cdot \frac{1\ mol\ C_2H_5NO_2}{75{,}0\ g\ C_2H_5NO_2} = 1{,}28\ mmol\ C_2H_5NO_2$$

Relacionando la cantidad de glicina con las sustancias de partida y con el H_2 formado:

$$1{,}28\ mmol\ C_2H_5NO_2 \cdot \frac{2\ mmol\ CH_4}{1\ mmol\ C_2H_5NO_2} \cdot \frac{16{,}0\ mg\ CH_4}{1\ mmol\ CH_4} = 41{,}0\ mg\ CH_4$$

$$1{,}28\ mmol\ C_2H_5NO_2 \cdot \frac{2\ mmol\ H_2O}{1\ mmol\ C_2H_5NO_2} \cdot \frac{18{,}0\ mg\ H_2O}{1\ mmol\ H_2O} = 46{,}2\ mg\ H_2O$$

$$1{,}28\ mmol\ C_2H_5NO_2 \cdot \frac{1\ mmol\ NH_3}{1\ mmol\ C_2H_5NO_2} \cdot \frac{17{,}0\ mg\ NH_3}{1\ mmol\ NH_3} = 21{,}8\ mg\ NH_3$$

$$1{,}28\ mmol\ C_2H_5NO_2 \cdot \frac{5\ mmol\ H_2}{1\ mmol\ C_2H_5NO_2} = 6{,}40\ mmol\ H_2$$

Presentando los resultados obtenidos en forma de tabla:

		m (mg)			n (mmol)
Sustancia	m (mg)	CH_4	H_2O	NH_3	H_2
CH_2O	127,3	67,9	76,4	—	8,48
$C_3H_6O_3$	54,3	28,9	32,6	—	3,62
$C_2H_4O_2$	106,8	57,0	64,1	—	7,12
CON_2H_4	119,0	31,7	35,7	67,4	7,92
$C_2H_5NO_2$	96,2	41,0	46,2	21,8	6,40
Total	504	227	255	89,2	33,5

8.21. La fermentación de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, para producir etanol tiene lugar de acuerdo con la reacción (no ajustada):

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow CH_3CH_2OH + CO_2$$

Calcule la cantidad de etanol, en kg, que produciría la fermentación de 2,50 kg de glucosa si el rendimiento de la reacción es del 25 %.

(Valencia 2001)

La ecuación química ajustada correspondiente a la fermentación de la glucosa es:

$$C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 2\ CH_3CH_2OH(l) + 2\ CO_2(g)$$

Relacionando glucosa con etanol:

$$2{,}5\ kg\ C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{10^3\ g\ C_6H_{12}O_6}{1\ kg\ C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180{,}0\ g\ C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{2\ mol\ CH_3CH_2OH}{1\ mol\ C_6H_{12}O_6} = 27{,}8\ mol\ CH_3CH_2OH$$

$$27{,}8\ mol\ CH_3CH_2OH \cdot \frac{46{,}0\ g\ CH_3CH_2OH}{1\ mol\ CH_3CH_2OH} \cdot \frac{1\ kg\ CH_3CH_2OH}{10^3\ g\ CH_3CH_2OH} = 1{,}28\ kg\ CH_3CH_2OH$$

Teniendo en cuenta un rendimiento del 25 %:

$$1{,}28\ kg\ CH_3CH_2OH \cdot \frac{25\ kg\ CH_3CH_2OH\ \text{(real)}}{100\ kg\ CH_3CH_2OH\ \text{(total)}} = 0{,}32\ kg\ CH_3CH_2OH$$

8.22. Para determinar la composición de un "bicarbonato de sodio" comercial, formado por una mezcla de hidrogenocarbonato de sodio y carbonato de sodio, junto con pequeñas cantidades de agua y sales amónicas volátiles, se pesan 0,9985 g de sustancia que se disuelven en agua y acidifican con ácido sulfúrico. El dióxido de carbono que se desprende se absorbe en disolución de hidróxido de potasio, comprobándose un aumento de masa de 0,5003 g en el aparato de absorción.
La disolución sulfúrica se evapora a sequedad y se pesa el residuo una vez calcinado, obteniéndose un valor de 0,8362 g.
a) Calcule el porcentaje de los carbonatos ácido y neutro existentes en la muestra original.
b) Explique cómo hubiera realizado prácticamente en el laboratorio la determinación señalada.

(Castilla y León 2001)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la reacción de los componentes de la mezcla con H_2SO_4 son:

$$Na_2CO_3(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

$$2\ NaHCO_3(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Llamando x e y a los moles de Na_2CO_3 y $NaHCO_3$ contenidos en la mezcla y relacionando estas cantidades con el CO_2 absorbido:

$$\left.\begin{array}{l} x\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3} \cdot \dfrac{44{,}0\ \text{g CO}_2}{1\ \text{mol CO}_2} = 44{,}0\ x\ \text{g CO}_2 \\ y\ \text{mol NaHCO}_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol NaHCO}_3} \cdot \dfrac{44{,}0\ \text{g CO}_2}{1\ \text{mol CO}_2} = 44{,}0\ y\ \text{g CO}_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad 44{,}0\ x + 44{,}0\ y = 0{,}5003$$

Relacionando los moles de Na_2CO_3 y $NaHCO_3$ con el Na_2SO_4 que queda después de evaporar a sequedad:

$$\left.\begin{array}{l} x\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3} \cdot \dfrac{142{,}0\ \text{g Na}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4} = 142{,}0\ x\ \text{g Na}_2\text{SO}_4 \\ y\ \text{mol NaHCO}_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4}{2\ \text{mol NaHCO}_3} \cdot \dfrac{142{,}0\ \text{g Na}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4} = 71{,}00\ y\ \text{Na}_2\text{SO}_4 \end{array}\right\} \rightarrow 142{,}0\ x + 71{,}00\ y = 0{,}8362$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 4{,}07 \cdot 10^{-4}\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3 \qquad\qquad y = 1{,}10 \cdot 10^{-2}\ \text{mol NaHCO}_3$$

El porcentaje de cada compuesto respecto de la muestra original es:

$$\frac{4{,}07 \cdot 10^{-4}\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3}{0{,}9985\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{106{,}0\ \text{g Na}_2\text{CO}_3}{1\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3} \cdot 100 = 4{,}32\ \%\ \text{Na}_2\text{CO}_3$$

$$\frac{1{,}10 \cdot 10^{-2}\ \text{mol NaHCO}_3}{0{,}9985\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{84{,}0\ \text{g NaHCO}_3}{1\ \text{mol NaHCO}_3} \cdot 100 = 92{,}5\ \%\ \text{NaHCO}_3$$

b) Se tara un matraz Erlenmeyer y se pesa la mezcla original, se añade agua y se tapa con un tapón con dos orificios, uno para colocar un tubo de seguridad por el que se echa el ácido sulfúrico y otro por el que se conecta un tubo de silicona que permita la salida del dióxido de carbono gaseoso hacia la disolución de hidróxido de potasio contenida en otro matraz Erlenmeyer.

Se pesa la disolución de hidróxido de potasio antes y después de que pase el gas. La diferencia de masa proporciona la masa de dióxido de carbono liberado por la mezcla.

Se toma disolución que queda en el matraz Erlenmeyer y se pasa a una cápsula de porcelana, previamente tarada. Se pesa y se calienta a sequedad. Se deja enfriar y se vuelve a pesar. La diferencia de masa proporciona la masa de sulfato de sodio formado.

8.23. El fosfato tricálcico, principal componente de la roca fosfática, es insoluble en agua y, por lo tanto, no puede utilizarse como abono. Por reacción con ácido sulfúrico se origina una mezcla de dihidrogenofosfato de calcio y sulfato de calcio. Esa mezcla, que se conoce con el nombre de "superfosfato de cal", sí que es soluble en agua.

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2\,H_2SO_4 \rightarrow Ca(HPO_4)_2 + 2\,CaSO_4$$

Se desea obtener una tonelada de superfosfato de cal a partir de roca fosfática que contiene 70,0 % de riqueza en peso de fosfato de calcio y de ácido sulfúrico del 93,0 % de riqueza y densidad 1,75 g mL^{-1}. Calcule el peso de mineral necesario y el volumen de ácido consumido, sabiendo que se requiere un exceso de ácido del 10,0 % y que el rendimiento del proceso es del 90,0 %.
¿Qué porcentaje de Ca, S y P contiene el superfosfato?

(Valencia 2002) (Cantabria 2017)

El superfosfato de cal es una mezcla formada por:

$$\left.\begin{array}{r} 1\text{ mol Ca(HPO}_4)_2 \cdot \dfrac{234{,}1\text{ g Ca(HPO}_4)_2}{1\text{ mol Ca(HPO}_4)_2} = 234{,}1\text{ g Ca(HPO}_4)_2 \\ 2\text{ mol CaSO}_4 \cdot \dfrac{136{,}1\text{ g CaSO}_4}{1\text{ mol CaSO}_4} = 272{,}2\text{ g CaSO}_4 \end{array}\right\} \rightarrow \quad 506{,}3\text{ g mezcla}$$

Se desea obtener 1 t de mezcla y como el rendimiento es del 90,0 %, la cantidad teórica a producir es:

$$x\text{ t mezcla (teórica)} \cdot \frac{90{,}0\text{ t mezcla (real)}}{100\text{ t mezcla (teórica)}} = 1{,}00\text{ t mezcla (real)} \quad \rightarrow \quad x = 1{,}11\text{ t mezcla}$$

Relacionando la mezcla con uno de sus componentes, por ejemplo, $CaSO_4$:

$$1{,}11\text{ t mezcla} \cdot \frac{10^6\text{ g mezcla}}{1\text{ t mezcla}} \cdot \frac{2\text{ mol CaSO}_4}{506{,}3\text{ g mezcla}} = 4{,}39 \cdot 10^3\text{ mol CaSO}_4$$

Relacionando $CaSO_4$ con $Ca_3(PO_4)_2$:

$$4{,}39 \cdot 10^3\text{ mol CaSO}_4 \cdot \frac{1\text{ mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{2\text{ mol CaSO}_4} \cdot \frac{310{,}3\text{ g Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{1\text{ mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 6{,}80 \cdot 10^5\text{ g Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

Como la roca fosfática tiene una riqueza del 70,0 % en $Ca_3(PO_4)_2$:

$$6{,}80 \cdot 10^5\text{ g Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \frac{100\text{ g roca}}{70{,}0\text{ g Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \cdot \frac{1\text{ kg roca}}{10^3\text{ g roca}} = 971\text{ kg roca}$$

Relacionando $CaSO_4$ con H_2SO_4:

$$4{,}39 \cdot 10^3\text{ mol CaSO}_4 \cdot \frac{2\text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2\text{ mol CaSO}_4} \cdot \frac{98{,}1\text{ g H}_2\text{SO}_4}{1\text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 4{,}31 \cdot 10^5\text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Como se utiliza una disolución de H_2SO_4 del 93,0 % de riqueza:

$$4{,}31 \cdot 10^5\text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100\text{ g H}_2\text{SO}_4\text{ 93,0 \%}}{93{,}0\text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1\text{ mL H}_2\text{SO}_4\text{ 93,0 \%}}{1{,}75\text{ g H}_2\text{SO}_4\text{ 93,0 \%}} = 2{,}65 \cdot 10^5\text{ mL H}_2\text{SO}_4\text{ 93,0 \%}$$

Tiendo en cuenta que se añade un exceso del 10,0 % de la disolución de H_2SO_4:

$$2{,}65\cdot 10^5\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%\cdot\frac{110\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%\ \text{(exceso)}}{100\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%\ \text{(real)}}=2{,}92\cdot 10^5\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93{,}0\ \%$$

Los porcentajes de Ca, S y P en el superfosfato son, respectivamente:

$$\frac{3\ \text{mol Ca}}{506{,}0\ \text{g mezcla}}\cdot\frac{40{,}1\ \text{g Ca}}{1\ \text{mol Ca}}\cdot 100=23{,}7\ \%\ \text{Ca}$$

$$\frac{2\ \text{mol S}}{506{,}0\ \text{g mezcla}}\cdot\frac{32{,}1\ \text{g S}}{1\ \text{mol S}}\cdot 100=12{,}7\ \%\ \text{S}$$

$$\frac{2\ \text{mol P}}{506{,}0\ \text{g mezcla}}\cdot\frac{31{,}0\ \text{g P}}{1\ \text{mol P}}\cdot 100=12{,}3\ \%\ \text{P}$$

8.24. Cuando el gas H_2 obtenido al hacer reaccionar 41,6 g de Al con un exceso de HCl se hace pasar sobre una cantidad en exceso de CuO:

$Al(s) + HCl(aq) \rightarrow AlCl_3(aq) + H_2(g)$

$H_2(g) + CuO(s) \rightarrow Cu(s) + H_2O(l)$

a) ¿Cuántos gramos de Cu se obtendrán?
b) ¿Cuál sería el rendimiento si se obtuvieran 120 g de Cu?

(Canarias 2002)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones propuestas son:

$2\ Al(s) + 6\ HCl(aq) \rightarrow 2\ AlCl_3(aq) + 3\ H_2(g)$

$H_2(g) + 2\ CuO(s) \rightarrow Cu(s) + H_2O(l)$

Relacionando Al y Cu:

$$41{,}6\ \text{g Al}\cdot\frac{1\ \text{mol Al}}{27{,}0\ \text{g Al}}\cdot\frac{3\ \text{mol}\ H_2}{2\ \text{mol Al}}\cdot\frac{1\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol}\ H_2}\cdot\frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}=147\ \text{g Cu}$$

b) Para calcular el rendimiento del proceso se relacionan las cantidades real y teórica de Cu:

$$\frac{120\ \text{g Cu (real)}}{147\ \text{g Cu (teórico)}}\cdot 100=81{,}6\ \%$$

8.25. Al hacer reaccionar con oxígeno 5,408 g de una aleación de Mg y Al, se obtiene como residuo una mezcla de los óxidos de ambos metales que pesa 9,524 g. Determine el porcentaje en peso del Mg en la aleación.

(Extremadura 2003)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la oxidación de ambos metales son:

$2\ Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ MgO(s)$

$4\ Al(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Al_2O_3(s)$

Llamando x e y, respectivamente, a los moles de Mg y Al contenidos en la muestra de aleación se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\ \text{mol Mg}\cdot\frac{24{,}3\ \text{g Mg}}{1\ \text{mol Mg}}+y\ \text{mol Al}\cdot\frac{27{,}0\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}}=5{,}408\ \text{g aleación}$$

$$x\ \text{mol Mg}\cdot\frac{2\ \text{mol MgO}}{2\ \text{mol Mg}}\cdot\frac{40{,}3\ \text{g MgO}}{1\ \text{mol MgO}}+y\ \text{mol Al}\cdot\frac{2\ \text{mol}\ Al_2O_3}{4\ \text{mol Al}}\cdot\frac{102{,}0\ \text{g}\ Al_2O_3}{1\ \text{mol}\ Al_2O_3}=9{,}524\ \text{g óxidos}$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$x = 0{,}123 \text{ mol Mg} \qquad\qquad y = 0{,}0896 \text{ mol Al}$

La masa de Mg en la aleación es:

$$0{,}123 \text{ mol Mg} \cdot \frac{24{,}3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = 2{,}99 \text{ g Mg}$$

El porcentaje de Mg en la aleación es:

$$\frac{2{,}99 \text{ g Mg}}{5{,}408 \text{ g aleación}} \cdot 100 = 55{,}3 \text{ \% Mg}$$

8.26. Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de HCl 6 M. Una vez terminado el desprendimiento de hidrógeno, lo que indica que la reacción ha terminado, ¿cuál de los reactivos quedará en exceso?
Calcule el volumen de hidrógeno, medido en condiciones normales, que se habrá desprendido al finalizar la reacción.

(Canarias 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Zn es:

$$\text{Zn(s)} + 2 \text{ HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

Para determinar cuál es el reactivo que queda en exceso, es preciso determinar cuál es el reactivo limitante de la reacción. El número de moles de cada una de las especies reaccionantes es:

$$\left.\begin{array}{r} 20 \text{ g Zn} \cdot \dfrac{1 \text{ mol Zn}}{65{,}4 \text{ g Zn}} = 0{,}31 \text{ mol Zn} \\ 200 \text{ mL HCl } 6{,}0 \text{ M} \cdot \dfrac{6{,}0 \text{ mol HCl}}{10^3 \text{ mL HCl } 6{,}0 \text{ M}} = 1{,}2 \text{ mol HCl} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{1{,}2 \text{ mol HCl}}{0{,}31 \text{ mol Zn}} = 3{,}9$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra HCl, por lo que Zn es el reactivo limitante que determina la cantidad gastada de HCl y formada de H_2.

Relacionando Zn y HCl 6,0 M:

$$0{,}31 \text{ mol Zn} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 6{,}0 \text{ M}}{6{,}0 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HCl } 6{,}0 \text{ M}}{1{,}0 \text{ L HCl } 6{,}0 \text{ M}} = 103 \text{ mL HCl } 6{,}0 \text{ M (gastado)}$$

$$200 \text{ mL HCl } 6{,}0 \text{ M (inicial)} - 103 \text{ mL HCl } 6{,}0 \text{ M (gastado)} = 97{,}0 \text{ mL HCl } 6{,}0 \text{ M (exceso)}$$

Relacionando Zn y H_2:

$$0{,}31 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0{,}31 \text{ mol H}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(0{,}31 \text{ mol H}_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 6{,}9 \text{ L H}_2$$

8.27. Un recipiente cerrado de 1.000 L de capacidad contiene 460 g de etanol puro (líquido) y aire (composición en volumen: 80,0 % N_2 y 20,0 % O_2) a 27 °C y 1 atm. Se provoca la combustión y se espera hasta que la temperatura sea nuevamente de 27 °C. El volumen total permanece inalterado y se desprecian los volúmenes que pueden ocupar los sólidos y los líquidos frente a los gases. Calcule:
a) Número total de moléculas presentes antes y después de la combustión.
b) Las presiones parciales de cada componente después de la combustión y la presión total de la mezcla resultante.
c) La densidad media de la mezcla final de gases.

(Córdoba 2003)

La ecuación química correspondiente a la combustión del etanol es:

$$C_2H_5OH(l) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$$

a) El número de moles y de moléculas de etanol existentes antes de la combustión son:

$$460\ \text{g}\ C_2H_5OH \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{46{,}0\ \text{g}\ C_2H_5OH} = 10{,}0\ \text{mol}\ C_2H_5OH$$

$$10{,}0\ \text{mol}\ C_2H_5OH \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH} = 6{,}02 \cdot 10^{24}\ \text{moléculas}\ C_2H_5OH$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de aire contenidos en el recipiente es:

$$n_{\text{aire}} = \frac{1\ \text{atm} \cdot 1.000\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15)\ \text{K}} = 40{,}7\ \text{mol aire}$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición volumétrica de una mezcla gaseosa coincide con la composición molar, por lo tanto, el número de moles y moléculas de cada gas del aire es:

$$40{,}7\ \text{mol aire} \cdot \frac{80{,}0\ \text{mol}\ N_2}{100\ \text{mol aire}} = 32{,}6\ \text{mol}\ N_2$$

$$32{,}6\ \text{mol}\ N_2 \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} = 1{,}96 \cdot 10^{25}\ \text{moléculas}\ N_2$$

$$40{,}7\ \text{mol aire} \cdot \frac{20{,}0\ \text{mol}\ O_2}{100\ \text{mol aire}} = 8{,}14\ \text{mol}\ O_2$$

$$8{,}14\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 4{,}90 \cdot 10^{24}\ \text{moléculas}\ O_2$$

La relación molar entre C_2H_5OH y O_2 es:

$$\frac{8{,}14\ \text{mol}\ O_2}{10{,}0\ \text{mol}\ C_2H_5OH} = 0{,}814$$

Como la relación es menor que 3, quiere decir que sobra C_2H_5OH, por lo que el O_2 es el reactivo limitante que determina las cantidades de CO_2 y H_2O que se producen.

Relacionando O_2 con C_2H_5OH se obtiene que el número de moles y de moléculas de C_2H_5OH existentes después de la combustión es:

$$8{,}14\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{3\ \text{mol}\ O_2} = 2{,}71\ \text{mol}\ C_2H_5OH$$

$$10{,}0\ \text{mol}\ C_2H_5OH\ \text{(inicial)} - 2{,}71\ \text{mol}\ C_2H_5OH\ \text{(gastado)} = 7{,}29\ \text{mol}\ C_2H_5OH\ \text{(exceso)}$$

$$7{,}29 \text{ mol } C_2H_5OH \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } C_2H_5OH}{1 \text{ mol } C_2H_5OH} = 4{,}39 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } C_2H_5OH$$

Relacionando O_2 con CO_2 y H_2O se obtiene que el número de moles y de moléculas de ambas sustancias existentes después de la combustión es:

$$8{,}14 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } CO_2}{3 \text{ mol } O_2} = 5{,}43 \text{ mol } CO_2$$

$$5{,}43 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 3{,}27 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } CO_2$$

$$8{,}14 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{3 \text{ mol } H_2O}{3 \text{ mol } O_2} = 8{,}14 \text{ mol } H_2O$$

$$8{,}14 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 4{,}90 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } H_2O$$

b) Antes de la combustión los únicos gases presentes en el recipiente son O_2 y N_2 del aire, miemtras que después de la combustión, los gases presentes son N_2 (que no reacciona) y el CO_2 formado. Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales ejercidas por ambos son, respectivamente:

$$p_{N_2} = \frac{32{,}6 \text{ mol} \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15) \text{ K}}{1.000 \text{ L}} = 0{,}802 \text{ atm}$$

$$p_{CO_2} = \frac{5{,}43 \text{ mol} \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15) \text{ K}}{1.000 \text{ L}} = 0{,}134 \text{ atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla gaseosa es:

$$p_{total} = p_{N_2} = +p_{CO_2} = (0{,}802 + 0{,}134) \text{ atm} = 0{,}936 \text{ atm}$$

c) La densidad de la mezcla gaseosa presente al final de la reacción es:

$$\rho = \frac{32{,}6 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{28{,}0 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} + 5{,}43 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{44{,}0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2}}{1.000 \text{ L}} = 1{,}15 \text{ g L}^{-1}$$

8.28. El amoníaco, sin duda uno de los compuestos más importantes de la industria química, se obtiene industrialmente mediante el proceso ideado en 1914 por Fritz Haber (1868-1934) en colaboración con el ingeniero químico Carl Bosch (1874-1940). La preparación de hidróxido de amonio y la obtención de urea son dos de sus muchas aplicaciones.
a) ¿Qué volumen de amoníaco, medido en las condiciones del proceso (400 °C y 900 atm), se obtendría a partir de 270 L de hidrógeno y 100 L de nitrógeno, medidos en las mismas condiciones, si se sabe que el rendimiento de la reacción es del 70,0 %.
b) ¿Cuántos litros de hidróxido de amonio, del 28,0 % y densidad 0,900 g cm^{-3}, se podrán preparar con el amoníaco obtenido en el apartado anterior?
c) La urea (carbamida), $CO(NH_2)_2$, es un compuesto sólido cristalino que se utiliza como fertilizante y como alimento para los rumiantes, a los que facilita el nitrógeno necesario para la síntesis de las proteínas. Su obtención industrial se lleva a cabo por reacción entre dióxido de carbono y amoníaco a 35 atm y 350 °C. ¿Cuál será el volumen de dióxido de carbono y el de amoníaco, medidos ambos en las condiciones del proceso, necesarios para obtener 100 kg de urea si el rendimiento del proceso es del 80,0 %?

(Murcia 2003) (Cantabria 2016)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción de obtención de NH_3 es:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$$

Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el reactivo limitante para poder calcular la cantidad de NH_3 obtenida. Teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier gas ocupa V L en determinadas condiciones de presión y temperatura:

$$\left.\begin{array}{l} 270\ \text{L}\ H_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2}{V\ \text{L}\ H_2} = \dfrac{270}{V}\ \text{mol}\ H_2 \\ \\ 100\ \text{L}\ N_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ N_2}{V\ \text{L}\ N_2} = \dfrac{100}{V}\ \text{mol}\ N_2 \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \frac{\dfrac{270}{V}\ \text{mol}\ H_2}{\dfrac{100}{V}\ \text{mol}\ N_2} = 2{,}70$$

Como se observa, la relación molar es menor que 3, lo cual quiere decir que sobra N_2, por lo el H_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad obtenida de NH_3.

Para relacionar el reactivo limitante, H_2, con NH_3 se tiene en cuenta la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808):

$$270\ \text{L}\ H_2 \cdot \frac{2\ \text{L}\ NH_3}{3\ \text{L}\ H_2} = 180\ \text{L}\ NH_3$$

Como el rendimiento del proceso es del 70,0 % el volumen obtenido es:

$$180\ \text{L}\ NH_3 \cdot \frac{70{,}0\ \text{L}\ NH_3\ \text{(real)}}{100\ \text{L}\ NH_3\ \text{(teórico)}} = 126\ \text{L}\ NH_3$$

b) Para saber el volumen de disolución acuosa que se puede preparar con los 126 L de NH_3, medidos a 900 atm y 400 °C, del apartado anterior se calcula número de moles correspondiente a ese volumen de gas. Considerando comportamiento ideal:

$$n = \frac{900\ \text{atm} \cdot (126\ \text{L}\ NH_3)}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (400 + 273{,}15)\ \text{K}} = 2{,}06 \cdot 10^3\ \text{mol}\ NH_3$$

Relacionando NH_3 con disolución acuosa del 28,0 %:

$$2{,}06 \cdot 10^3\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{17{,}0\ \text{g}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ NH_3} \cdot \frac{100\ \text{g}\ NH_3\ 28{,}0\ \%}{28{,}0\ \text{g}\ NH_3} = 1{,}25 \cdot 10^5\ \text{g}\ NH_3\ 28{,}0\ \%$$

$$1{,}25 \cdot 10^5\ \text{g}\ NH_3\ 28{,}0\ \% \cdot \frac{1\ \text{mL}\ NH_3\ 28{,}0\ \%}{0{,}900\ \text{g}\ NH_3\ 28{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{L}\ NH_3\ 28{,}0\ \%}{10^3\ \text{mL}\ NH_3\ 28{,}0\ \%} = 139\ \text{L}\ NH_3\ 28{,}0\ \%$$

c) Se desea obtener 100 kg de urea y el rendimiento del proceso es del 80,0 %, luego la cantidad que habrá que preparar es:

$$x\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2\ \text{(teórico)} \cdot \frac{80{,}0\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2\ \text{(real)}}{100\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2\ \text{(teórico)}} = 100\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2\ \text{(real)} \quad \rightarrow \quad x = 125\ \text{kg}$$

Los moles de urea a preparar son:

$$125\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ CO(NH_2)_2}{1\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO(NH_2)_2}{60{,}0\ \text{g}\ CO(NH_2)_2} = 2{,}08 \cdot 10^3\ \text{mol}\ CO(NH_2)_2$$

La ecuación química correspondiente a la obtención de la urea es:

$$CO_2(g) + 2\ NH_3(g) \rightarrow CO(NH_2)_2(s) + H_2O(l)$$

Relacionando urea con CO_2:

$$2{,}08 \cdot 10^3 \text{ mol CO(NH}_2)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CO(NH}_2)_2} = 2{,}08 \cdot 10^3 \text{ mol CO}_2$$

Considerando comporamiento ideal, el volumen de CO_2 que se necesita en la reacción es:

$$V = \frac{(2{,}08 \cdot 10^3 \text{ mol CO}_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (350 + 273{,}15) \text{ K}}{35 \text{ atm}} = 3{,}0 \cdot 10^3 \text{ L CO}_2$$

Como el número de moles gastados de NH_3 es el doble que el de CO_2, y ambas sustancias son gaseosas, el volumen, medido en las mismas condiciones de presión y temperatura, también será el doble, $6{,}0 \cdot 10^3$ L NH_3.

8.29. Una mezcla de carbonato de sodio y carbonato de potasio, de peso total 1,000 g, se trata con ácido clorhídrico en exceso. La disolución resultante se lleva a sequedad y el residuo obtenido (una mezcla de cloruros de sodio y potasio) pesa 1,091 g. Calcule:
a) La fracción molar de los dos compuestos en la mezcla inicial.
b) La composición de la mezcla en porcentaje de carbonatos.
c) El volumen que ocuparía el CO_2 desprendido, medido a 740 mmHg y 25 °C.

(Baleares 2003) (Murcia 2013)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de ambos carbonatos con HCl son, respectivamente:

$$Na_2CO_3(s) + 2 \text{ HCl(aq)} \rightarrow 2 \text{ NaCl(aq)} + CO_2(g) + H_2O(l)$$

$$K_2CO_3(s) + 2 \text{ HCl(aq)} \rightarrow 2 \text{ KCl(aq)} + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Llamando x e y, respectivamente, a los moles de Na_2CO_3 y K_2CO_3 en la mezcla se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{106{,}0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} + y \text{ mol K}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{138{,}2 \text{ g K}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol K}_2\text{CO}_3} = 1{,}02 \text{ g mezcla}$$

Relacionando estas cantidades con el residuo formado:

$$x \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{58{,}5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} + y \text{ mol K}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol KCl}}{1 \text{ mol K}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{74{,}6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 1{,}091 \text{ g}$$

Resolviendo el sistema formado por ambas ecuaciones se obtiene:

$$x = 5{,}90 \cdot 10^{-3} \text{ mol CaCO}_3 \qquad y = 5{,}09 \cdot 10^{-3} \text{ mol MgCO}_3$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 4{,}73 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \qquad y = 3{,}61 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{CO}_3.$$

Las respectivas fracciones molares son:

$$x_{Na_2CO_3} = \frac{4{,}73 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{4{,}73 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 + 3{,}61 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{CO}_3} = 0{,}567$$

$$x_{K_2CO_3} = \frac{3{,}61 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{CO}_3}{4{,}73 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 + 3{,}61 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{CO}_3} = 0{,}433$$

b) La composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{4{,}73 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1{,}000 \text{ g mezcla}} \cdot \frac{106{,}0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \cdot 100 = 50{,}1 \text{ \% Na}_2\text{CO}_3$$

$$\frac{3{,}61\cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ K_2CO_3}{1\ \text{g mezcla}}\cdot\frac{138{,}2\ \text{g}\ K_2CO_3}{1\ \text{mol}\ K_2CO_3}\cdot 100 = 49{,}8\ \%\ K_2CO_3$$

c) Relacionando ambos carbonatos con el CO_2 que producen:

$$4{,}73\cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ Na_2CO_3\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} + 3{,}61\cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ K_2CO_3\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ K_2CO_3} = 1{,}10\cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(8{,}34\cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ CO_2)\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}{740\ \text{mmHg}}\cdot\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 0{,}209\ \text{L}\ CO_2$$

(En el problema propuesto en Murcia 2013 se cambia el apartado a por los apartados b y c).

8.30. Una gota (0,10 mL) de disolución de ácido clorhídrico del 20 % en masa y densidad 1,10 g cm^{-3} se extiende sobre una lámina de aluminio de 0,10 mm de espesor. Suponiendo que todo el ácido reacciona y traspasa la lámina de un lado a otro, calcule:
a) La molalidad de la disolución de ácido clorhídrico.
b) El volumen de hidrógeno desprendido, medido a 27 °C y 101 kPa.
c) El área y diámetro del agujero circular producido.
(Dato. Densidad del aluminio = 2,70 g cm^{-3})

(Murcia 2003) (Castilla y León 2012)

a) Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución de HCl del 20% la molalidad de la misma es:

$$\frac{20\ \text{g HCl}}{(100-20)\ \text{g}\ H_2O}\cdot\frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}}\cdot\frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = 6{,}9\ \text{mol kg}^{-1}$$

b) La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y Al:

$$2\ \text{Al(s)} + 6\ \text{HCl(aq)} \rightarrow 2\ AlCl_3\text{(aq)} + 3\ H_2\text{(g)}$$

La cantidad de HCl que reacciona es:

$$0{,}10\ \text{mL HCl 20 \%}\cdot\frac{1{,}10\ \text{g HCl 20 \%}}{1\ \text{mL HCl 20 \%}}\cdot\frac{20\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 20 \%}}\cdot\frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 6{,}0\cdot 10^{-4}\ \text{mol HCl}$$

Relacionando HCl con H_2:

$$6{,}0\cdot 10^{-4}\ \text{mol HCl}\cdot\frac{3\ \text{mol}\ H_2}{6\ \text{mol HCl}} = 3{,}0\cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ H_2$$

Considerando comporamiento ideal, el volumen de gas que se obtiene es:

$$V = \frac{(3{,}0\cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ H_2)\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(27+273{,}15)\ \text{K}}{101\ \text{kPa}}\cdot\frac{101{,}325\ \text{kPa}}{1\ \text{atm}} = 7{,}0\cdot 10^{-4}\ \text{L}\ H_2$$

c) Relacionando HCl con Al:

$$6{,}0\cdot 10^{-4}\ \text{mol HCl}\cdot\frac{2\ \text{mol Al}}{6\ \text{mol HCl}}\cdot\frac{27{,}0\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}}\cdot\frac{1\ \text{cm}^3\ \text{Al}}{2{,}70\ \text{g Al}} = 2{,}0\cdot 10^{-3}\ \text{cm}^3\ \text{Al}$$

Suponiendo que el agujero formado es circular, en la chapa desaparece un cilindro de aluminio. Como el volumen del cilindro es, $V = S\cdot h$, siendo S la superficie básica y h la altura del cilindro, se obtiene:

$$S = \frac{2{,}0 \cdot 10^{-3}\ \text{cm}^3}{0{,}10\ \text{mm}} \cdot \frac{10^3\ \text{mm}^3}{1\ \text{cm}^3} = 20\ \text{mm}^2$$

Considerando que la superficie es circular, $S = \pi\, r^2$, el diámetro es:

$$r = \sqrt{\frac{20\ \text{mm}^2}{\pi\ \text{mm}}} = 2{,}5\ \text{mm} \qquad \rightarrow \qquad D = 5{,}0\ \text{mm}$$

(En el Murcia 2003 se utiliza una gota de HCl con la mitad de volumen y el doble de concentración y, además, no se preguntan ni la molalidad de la disolución ni el diámetro del orificio).

8.31. Una muestra de 1,02 g que contenía solamente carbonato de calcio y carbonato de magnesio, se calentó hasta descomposición de los carbonatos a óxidos y $CO_2(g)$. Las reacciones que se producen son:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

$$MgCO_3(s) \rightarrow MgO(s) + CO_2(g)$$

El residuo sólido que quedó después del calentamiento pesó 0,536 g. Calcule:

a) La composición de la muestra.

b) El volumen de CO_2 producido, medido en c.n.

(Cádiz 2003) (Baleares 2015)

a) Llamando x e y, respectivamente, a los moles de $CaCO_3$ y $MgCO_3$ en la mezcla se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x\ \text{mol CaCO}_3 \cdot \frac{100{,}1\ \text{g CaCO}_3}{1\ \text{mol CaCO}_3} + y\ \text{mol MgCO}_3 \cdot \frac{84{,}3\ \text{g MgCO}_3}{1\ \text{mol MgCO}_3} = 1{,}02\ \text{g mezcla}$$

Relacionando estas cantidades con el residuo formado:

$$x\ \text{mol CaCO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol CaO}}{1\ \text{mol CaCO}_3} \cdot \frac{56{,}0\ \text{g CaO}}{1\ \text{mol CaO}} + y\ \text{mol MgCO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol MgO}}{1\ \text{mol MgCO}_3} \cdot \frac{40{,}3\ \text{g MgO}}{1\ \text{mol MgO}} = 0{,}536\ \text{g}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 5{,}90 \cdot 10^{-3}\ \text{mol CaCO}_3 \qquad y = 5{,}09 \cdot 10^{-3}\ \text{mol MgCO}_3$$

Las masas correspondientes son:

$$5{,}90 \cdot 10^{-3}\ \text{mol CaCO}_3 \cdot \frac{100{,}1\ \text{g CaCO}_3}{1\ \text{mol CaCO}_3} = 0{,}590\ \text{g CaCO}_3$$

$$5{,}09 \cdot 10^{-3}\ \text{mol MgCO}_3 \cdot \frac{84{,}3\ \text{g MgCO}_3}{1\ \text{mol MgCO}_3} = 0{,}429\ \text{g MgCO}_3$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{0{,}590\ \text{g CaCO}_3}{1{,}02\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 57{,}8\ \%\ \text{CaCO}_3 \qquad \frac{0{,}429\ \text{g MgCO}_3}{1{,}02\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 42{,}1\ \%\ \text{MgCO}_3$$

b) Relacionando ambos carbonatos con el CO_2 que producen:

$$5{,}90 \cdot 10^{-3}\ \text{mol CaCO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol CaCO}_3} + 5{,}09 \cdot 10^{-3}\ \text{mol MgCO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol MgCO}_3} = 1{,}10 \cdot 10^{-2}\ \text{mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(1{,}10 \cdot 10^{-2}\ \text{mol CO}_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 0{,}246\ \text{L CO}_2$$

8.32. Se mezclan en un recipiente hermético de 25 L; 5,6 g de eteno, 8,8 g de propano y 57,6 g de dioxígeno a una temperatura de 300 K. Calcule:
a) El volumen de aire, en L, que, en condiciones normales, sería necesario para proporcionar los 57,6 g de oxígeno. Asuma que la composición volumétrica del aire es 20,0 % y 80,0 % N_2.
b) La presión a la que se encuentra sometida la mezcla de gases y la presión parcial de cada uno de los gases de la mezcla.
A continuación, se realiza la reacción de combustión de los compuestos de la mezcla refrigerando el recipiente y manteniendo la temperatura constante a 300 K.
c) Calcule la fracción molar de cada gas y la presión de la mezcla resultante después de la reacción. Considere que el agua formada en la reacción de combustión está en estado líquido.
d) ¿Cuál sería la presión de la mezcla resultante después de la reacción si la temperatura fuera de 500 °C?

(Baleares 2004) (Preselección Valencia 2015) (Córdoba 2016)

a) La cantidad inicial de O_2 es:

$$57{,}6\ \text{g}\ O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} = 1{,}80\ \text{mol}\ O_2$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en las mezclas gaseosas coinciden la composición volumétrica y la molar:

$$1{,}80\ \text{mol}\ O_2 \cdot \frac{100\ \text{mol aire}}{20{,}0\ \text{mol}\ O_2} = 9{,}00\ \text{mol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(9{,}00\ \text{mol aire}) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 202\ \text{L aire}$$

b) Las cantidades de las sustancias combustibles que forman la mezcla inicial son:

$$5{,}6\ \text{g}\ C_2H_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_4}{28{,}0\ \text{g}\ C_2H_4} = 0{,}20\ \text{mol}\ C_2H_4 \qquad 8{,}8\ \text{g}\ C_3H_8 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_3H_8}{44{,}0\ \text{g}\ C_3H_8} = 0{,}20\ \text{mol}\ C_3H_8$$

El número total de moles de mezcla inicial es:

$$n_t = (0{,}20 + 0{,}20 + 1{,}80)\ \text{mol} = 2{,}2\ \text{mol}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por la mezcla gaseosa es:

$$p = \frac{2{,}2\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 300\ \text{K}}{25\ \text{L}} = 2{,}2\ \text{atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p\ y_i$$

Las presiones parciales en la mezcla inicial son:

$$p_{C_2H_4} = p_{C_3H_8} = 2{,}2\ \text{atm} \cdot \frac{0{,}20\ \text{mol}}{2{,}2\ \text{mol}} = 0{,}20\ \text{atm}$$

$$p_{O_2} = 2{,}2\ \text{atm} \cdot \frac{1{,}80\ \text{mol}}{2{,}2\ \text{mol}} = 1{,}8\ \text{atm}$$

c) Para conocer la presión después de la reacción es preciso conocer que gases existen al final de cada reacción, para ello es necesario escribir las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de combustión que tienen lugar y calcular el número de moles de especies gaseosas al final de la misma:

$$C_2H_4(g) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

▪ Realizando un balance de materia de O_2:

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}20\ \text{mol}\ C_2H_4 \cdot \dfrac{3\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_4} = 0{,}60\ \text{mol}\ O_2 \\ 0{,}20\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \dfrac{5\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 1{,}0\ \text{mol}\ O_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad n_t = 1{,}6\ \text{mol}\ O_2\ \text{(consumido)}$$

$$1{,}8\ \text{mol}\ O_2\ \text{(inicial)} - 1{,}6\ \text{mol}\ O_2\ \text{(consumido)} = 0{,}20\ \text{mol}\ O_2\ \text{(exceso)}$$

▪ Relacionando cada hidrocarburo con CO_2:

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}20\ \text{mol}\ C_2H_4 \cdot \dfrac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_4} = 0{,}40\ \text{mol}\ CO_2 \\ 0{,}20\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \dfrac{3\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 0{,}60\ \text{mol}\ CO_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad n_t = 1{,}0\ \text{mol}\ CO_2\ \text{(formado)}$$

La fracción molar de cada gas en la mezcla resultante es:

$$y_{O_2} = \frac{0{,}20\ \text{mol}\ O_2}{0{,}20\ \text{mol}\ O_2 + 1{,}0\ \text{mol}\ CO_2} = 0{,}17$$

$$y_{CO_2} = \frac{1{,}0\ \text{mol}\ CO_2}{0{,}20\ \text{mol}\ O_2 + 1{,}0\ \text{mol}\ CO_2} = 0{,}83$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por la mezcla gaseosa es:

$$p = \frac{(0{,}20 + 1{,}0)\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 300\ \text{K}}{25\ \text{L}} = 1{,}2\ \text{atm}$$

d) A la temperatura de 500 °C el H_2O se encuentra en estado gaseoso, por lo tanto, relacionando cada hidrocarburo con H_2O:

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}20\ \text{mol}\ C_2H_4 \cdot \dfrac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_2H_4} = 0{,}40\ \text{mol}\ H_2O \\ 0{,}20\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \dfrac{4\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 0{,}80\ \text{mol}\ H_2O \end{array}\right\} \rightarrow \quad n_t = 1{,}2\ \text{mol}\ H_2O\ \text{(formado)}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por la mezcla gaseosa es:

$$p = \frac{(0{,}20 + 1{,}0 + 1{,}2)\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (500 + 273{,}15)\ \text{K}}{25\ \text{L}} = 6{,}1\ \text{atm}$$

(El apartado a se pregunta solo en Valencia y el d solo en Baleares).

8.33. En el laboratorio encontramos un frasco viejo que contiene una muestra de cinc, sin más información. Para saber cuál es su riqueza se hace reaccionar 4,25 g de esa muestra con un exceso de ácido clorhídrico 6,0 M, lo que da lugar a la formación de hidrógeno gas y cloruro de cinc. El gas hidrógeno se recoge a 745 mmHg y 20 °C ocupando un volumen de 950 mL. Calcule:
a) La riqueza de esa muestra de cinc en %.
b) Qué volumen de disolución ácida es necesario para obtener ese volumen de hidrógeno gas.

(Galicia 2004)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Zn es:

$$\text{Zn(s)} + 2\ \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{745\ \text{mmmHg}\ \cdot 950\ \text{mL}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 3{,}87 \cdot 10^{-2}\ \text{mol H}_2$$

Relacionando H_2 y Zn:

$$3{,}87 \cdot 10^{-2}\ \text{mol H}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{1\ \text{mol H}_2} \cdot \frac{65{,}4\ \text{g Zn}}{1\ \text{mol Zn}} = 2{,}53\ \text{g Zn}$$

El porcentaje de Zn en la muestra es:

$$\frac{2{,}53\ \text{g Mg}}{4{,}25\ \text{g muestra}} \cdot 100 = 60{,}0\ \%\ \text{Zn}$$

b) Relacionando H_2 con HCl se obtiene el volumen de HCl 6,0 M consumido en la reacción:

$$3{,}87 \cdot 10^{-2}\ \text{mol H}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol H}_2} \cdot \frac{10^3\ \text{mL HCl 6,0 M}}{6{,}0\ \text{mol HCl}} = 13\ \text{mL HCl 6,0 M}$$

8.34. Una mezcla de 4,800 g de hidrógeno y 36,400 g de oxígeno reaccionan completamente. Demuestre que la masa total de las sustancias presentes antes y después de la reacción son las mismas.

(Castilla y León 2004)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:

$$2\ \text{H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\ \text{H}_2\text{O(l)}$$

La masa inicial de las especies presentes en la reacción es:

$$4{,}800\ \text{g H}_2 + 36{,}400\ \text{g O}_2 = 41{,}20\ \text{g}$$

Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el reactivo limitante para poder calcular la cantidad de H_2O obtenida. El número de moles de ambos reactivos es:

$$\left.\begin{array}{r} 4{,}800\ \text{g H}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol H}_2}{2{,}0\ \text{g H}_2} = 2{,}4\ \text{mol H}_2 \\ 36{,}400\ \text{g O}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}_2}{32{,}0\ \text{g O}_2} = 1{,}14\ \text{mol O}_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{2{,}4\ \text{mol H}_2}{1{,}14\ \text{mol O}_2} = 2{,}1$$

Como se observa, la relación molar es mayor que 2 lo cual quiere decir que sobra H_2, por lo el O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2O obtenida.

Relacionando H_2 con O_2 se puede obtener la masa de H_2 en exceso:

$$1{,}14\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol O}_2} \cdot \frac{2{,}0\ \text{g H}_2}{1\ \text{mol H}_2} = 4{,}6\ \text{g H}_2$$

$$4{,}800\ \text{g H}_2\ \text{(inicial)} - 4{,}6\ \text{g H}_2\ \text{(consumido)} = 0{,}20\ \text{g H}_2\ \text{(exceso)}$$

Relacionando H_2 con H_2O se obtiene la masa de H_2O formada:

$$1{,}14\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol H}_2\text{O}}{1\ \text{mol O}_2} \cdot \frac{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} = 41{,}0\ \text{g H}_2\text{O}$$

La masa final de las especies presentes en la reacción es:

$$0{,}20\ \text{g H}_2\ \text{(exceso)} + 41{,}0\ \text{g H}_2\text{O} = 41{,}2\ \text{g}$$

Como la masa inicial del sistema coincide con la final, se cumple la ley de conservación de la masa de Lavoisier.

8.35. La mayoría de las pastillas antiácido contienen, entre otras cosas, una mezcla de carbonato de calcio y carbonato de magnesio. Para calcular el contenido en carbonatos se añade un exceso de ácido clorhídrico, con lo que todo el carbonato se transforma en dióxido de carbono:

$$\text{CaCO}_3\text{(s)} + 2\ \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{CaCl}_2\text{(aq)} + \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(l)}$$

$$\text{MgCO}_3\text{(s)} + 2\ \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2\text{(aq)} + \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(l)}$$

A continuación, se valora el exceso de ácido clorhídrico con una disolución de NaOH:

$$\text{NaOH(aq)} + \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$$

Datos de la experiencia:

Peso de la pastilla antiácido: 1,4576 g
Peso del fragmento de pastilla utilizado en el análisis: 0,3515 g
Disolución de ácido clorhídrico: 0,180 M
Disolución de hidróxido de sodio: 0,100 M

Procedimiento:

Se introduce el fragmento de pastilla en un matraz Erlenmeyer de 250 mL y se añaden 25,0 mL de disolución de HCl 0,180 M. Con ayuda de una varilla agitadora se disuelve la muestra. Se añaden tres gotas de disolución de rojo congo, que es un indicador ácido-base que toma color violeta en medio ácido y color rosa en medio básico, y se valora con disolución de NaOH hasta que el indicador vire del color violeta a rosa. En la experiencia se consumieron 7,30 mL de esta disolución. Calcule:

a) Moles de carbonato de contenidos en la muestra utilizada para el análisis.
b) Moles de carbonato de contenidos en una pastilla.
c) Gramos de carbonato de calcio y de magnesio contenidos en una pastilla, sabiendo que del peso total de carbonatos el 89,47 % corresponde a carbonato de calcio y el 10,53 % restante a carbonato de magnesio.

(Valencia 2004)

a) La cantidad total de HCl añadido es:

$$25{,}0\ \text{mL HCl 0,180 M} \cdot \frac{0{,}180\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,180 M}} = 4{,}50\ \text{mmol HCl}$$

▪ La cantidad de HCl en exceso (reacciona con NaOH) es:

$$7{,}30\ \text{mL NaOH 0,100 M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,100 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mmol NaOH}} = 0{,}730\ \text{mol HCl}$$

▪ La cantidad de HCl que reacciona con el carbonato es:

$$(4{,}50 - 0{,}730)\ \text{mmol HCl} = 3{,}80\ \text{mmol HCl}$$

La cantidad de carbonato contenido en la muestra es:

$$3{,}80\ \text{mmol HCl}\cdot\frac{1\ \text{mmol CO}_3^{2-}}{2\ \text{mmol HCl}}=1{,}90\ \text{mmol CO}_3^{2-}$$

b) Relacionando pastilla antiácido con el CO_3^{2-} que contiene la muestra se obtiene la cantidad de CO_3^{2-} en la pastilla:

$$1{,}4576\ \text{g pastilla}\cdot\frac{1{,}9\ \text{mmol CO}_3^{2-}}{0{,}3515\ \text{g pastilla}}=7{,}9\ \text{mmol CO}_3^{2-}$$

c) Llamando x e y, respectivamente, a las masas de $CaCO_3$ y $MgCO_3$ contenidas en la pastilla antiácido, y relacionándolas con los moles de carbonato correspondientes son:

$$\left.\begin{array}{l} x\ \text{mg CaCO}_3\cdot\dfrac{1\ \text{mmol CaCO}_3}{100{,}1\ \text{mg CaCO}_3}\cdot\dfrac{1\ \text{mmol CO}_3^{2-}}{1\ \text{mmol CaCO}_3}=\dfrac{x}{100}\text{mmol CO}_3^{2-} \\ y\ \text{mg MgCO}_3\cdot\dfrac{1\ \text{mmol MgCO}_3}{84{,}3\ \text{mg MgCO}_3}\cdot\dfrac{1\ \text{mmol CO}_3^{2-}}{1\ \text{mmol MgCO}_3}=\dfrac{y}{84{,}3}\text{mmol CO}_3^{2-} \end{array}\right\}\rightarrow\ \frac{x}{100{,}1}+\frac{y}{84{,}3}=7{,}90$$

Conocida la razón másica de los carbonatos en la pastilla se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{x}{100{,}1}+\dfrac{y}{84{,}3}=7{,}90\ \text{mmol CO}_3^{2-} \\ \dfrac{x\ \text{mg CaCO}_3}{y\ \text{mg MgCO}_3}=\dfrac{89{,}47\ \text{mg CaCO}_3}{10{,}53\ \text{mg MgCO}_3} \end{array}\right\}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones, se obtiene que las masas de las dos sustancias en una pastilla son:

$x = 686\ \text{mg CaCO}_3$ $\qquad$ $y = 81{,}0\ \text{mg MgCO}_3$

8.36. El proceso Ostwald para la fabricación de HNO_3 lleva consigo la oxidación del amoníaco por aire sobre un catalizador de platino, según:

$$4\ \text{NH}_3(\text{g}) + 5\ \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6\ \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 4\ \text{NO}(\text{g})$$

$$2\ \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\ \text{NO}_2(\text{g})$$

¿Qué volumen de aire, medido a 27 °C y 1 atm, se necesita para la conversión completa por este proceso de 5,00 toneladas de NH_3 en NO_2?

(Dato. El aire contiene 21,0 % en volumen de oxígeno)

(Cádiz 2004)

La ecuación química correspondiente a la reacción global es:

$$4\ \text{NH}_3(\text{g}) + 7\ \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\ \text{NO}_2(\text{g}) + 6\ \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

La cantidad de NH_3 a transformar es:

$$5{,}00\ \text{t NH}_3\cdot\frac{10^6\ \text{g NH}_3}{1\ \text{t NH}_3}\cdot\frac{1\ \text{mol NH}_3}{17{,}0\ \text{g NH}_3}=2{,}94\cdot10^5\ \text{mol NH}_3$$

Relacionando NH_3 con O_2:

$$2{,}94\cdot10^5\ \text{mol NH}_3\cdot\frac{7\ \text{mol O}_2}{4\ \text{mol NH}_3}=5{,}15\cdot10^5\ \text{mol O}_2$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en una mezcla gaseosa la composición volumétrica coincide con la composición molar. Relacionando O_2 con aire:

$$5{,}15\cdot10^{5}\ \text{mol}\ O_2\cdot\frac{100\ \text{mol aire}}{21{,}0\ \text{mol}\ O_2}=2{,}45\cdot10^{6}\ \text{mol aire}$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen ocupado por el aire es:

$$V=\frac{(2{,}45\cdot10^{6}\ \text{mol aire})\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(27+273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}}=6{,}03\cdot10^{7}\ \text{L aire}$$

8.37. Una muestra que consiste en una mezcla de cloruros de sodio y potasio pesa 0,3575 g, produce mediante el tratamiento adecuado, 0,1162 g de perclorato de potasio. Calcule el porcentaje de cada uno de los cloruros de la mezcla.

(Cádiz 2004)

Como el perclorato de potasio formado procede exclusivamente del cloruro potasio de la mezcla original, relacionando ambas sustancias:

$$0{,}1162\ \text{g}\ KClO_4\cdot\frac{1\ \text{mol}\ KClO_4}{138{,}6\ \text{g}\ KClO_4}\cdot\frac{1\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol}\ KClO_4}\cdot\frac{1\ \text{mol KCl}}{1\ \text{mol Cl}}\cdot\frac{74{,}6\ \text{g KCl}}{1\ \text{mol KCl}}=0{,}0625\ \text{g KCl}$$

El porcentaje de cloruro de potasio en la mezcla original es:

$$\frac{0{,}0625\ \text{g KCl}}{0{,}3575\ \text{g mezcla}}\cdot100=17{,}5\ \%\ \text{KCl}$$

El resto de la mezcla es cloruro de sodio:

$$100\ \%\ \text{mezcla}-17{,}5\ \%\ \text{KCl}=82{,}5\ \%\ \text{NaCl}$$

8.38. El sulfato de amonio se obtiene industrialmente burbujeando amoniaco gaseoso a través de ácido sulfúrico diluido, según la siguiente ecuación:

$$2\ NH_3(g)+H_2SO_4(aq)\rightarrow(NH_4)_2SO_4(aq)$$

Calcule:
a) El volumen de amoníaco, a 20 °C y 700 mmHg, necesario para obtener 50 kg de sulfato de amonio del 80 % de riqueza en peso.
b) El volumen de ácido sulfúrico del 50 % de riqueza en peso y densidad 1,40 g mL^{-1} que se consumirá en dicha preparación.

(Cádiz 2004)

La cantidad de $(NH_4)_2SO_4$ a obtener es:

$$50\ \text{kg}\ (NH_4)_2SO_4\ 80\ \%\cdot\frac{10^{3}\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4\ 80\ \%}{1\ \text{kg}\ (NH_4)_2SO_4\ 80\ \%}\cdot\frac{80\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4}{100\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4\ 80\ \%}=4{,}0\cdot10^{4}\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4$$

$$4{,}0\cdot10^{4}\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4\cdot\frac{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4}{132{,}0\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4}=3{,}0\cdot10^{2}\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4$$

a) Relacionando $(NH_4)_2SO_4$ con NH_3:

$$3{,}0\cdot10^{2}\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4\cdot\frac{2\ \text{mol}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4}=6{,}0\cdot10^{2}\ \text{mol}\ NH_3$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V=\frac{(6{,}0\cdot10^{2}\ \text{mol}\ NH_3)\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(20+273{,}15)\ \text{K}}{700\ \text{mmHg}}\cdot\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}}=1{,}6\cdot10^{4}\ \text{L}\ NH_3$$

b) Relacionando $(NH_4)_2SO_4$ con H_2SO_4:

$$3{,}0\cdot 10^2\ (NH_4)_2SO_4\cdot\frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4}\cdot\frac{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}=2{,}9\cdot 10^4\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de una disolución de H_2SO_4 de riqueza 50 %:

$$2{,}9\cdot 10^4\ \text{g}\ H_2SO_4\cdot\frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 50\ \%}{50\ \text{g}\ H_2SO_4}\cdot\frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 50\ \%}{1{,}40\ \text{g}\ H_2SO_4\ 50\ \%}\cdot\frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 50\ \%}{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 50\ \%}=\mathbf{41\ L\ H_2SO_4\ 50\ \%}$$

8.39. A la temperatura de 25 °C y 750 mmHg de presión reaccionan completamente 250 g de una piedra caliza con una disolución de HCl del 35 % en peso y densidad 1,18 g mL^{-1}, según la siguiente reacción:

$$CaCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Sabiendo que la piedra caliza tiene una riqueza en $CaCO_3(s)$ del 80,0 %, calcule:
a) El volumen de dióxido de carbono producido medido en las mismas condiciones de presión y temperatura de la reacción.
b) El volumen de la disolución de HCl necesario.
c) Cantidad de piedra caliza necesaria para obtener 1,0 kg de $CaCl_2(s)$.

(Córdoba 2004)

La cantidad de $CaCO_3$ contenido en la muestra de caliza es:

$$250\ \text{g caliza}\cdot\frac{80{,}0\ \text{g}\ CaCO_3}{100\ \text{g caliza}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3}=2{,}00\ \text{mol}\ CaCO_3$$

a) Relacionando $CaCO_3$ y CO_2:

$$2{,}00\ \text{mol}\ CaCO_3\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CaCO_3}=2{,}00\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V=\frac{(2{,}00\ \text{mol}\ CO_2)\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}{750\ \text{mmmHg}}\cdot\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}}=\mathbf{49{,}5\ L\ CO_2}$$

b) Relacionando $CaCO_3$ y HCl:

$$2{,}00\ \text{mol}\ CaCO_3\cdot\frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol}\ CaCO_3}\cdot\frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}}=146\ \text{g HCl}$$

Como se utiliza disolución de HCl de riqueza 35,0 %:

$$146\ \text{g HCl}\cdot\frac{100\ \text{g HCl}\ 35{,}0\ \%}{35{,}0\ \text{g HCl}}\cdot\frac{1\ \text{mL HCl}\ 35{,}0\ \%}{1{,}18\ \text{g HCl}\ 35{,}0\ \%}=\mathbf{354\ mL\ HCl\ 35{,}0\ \%}$$

c) Relacionando $CaCl_2$ y $CaCO_3$:

$$1{,}0\ \text{kg}\ CaCl_2\cdot\frac{10^3\ \text{g}\ CaCl_2}{1\ \text{kg}\ CaCl_2}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CaCl_2}{111{,}1\ \text{g}\ CaCl_2}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCl_2}=9{,}0\ \text{mol}\ CaCO_3$$

Relacionando $CaCO_3$ y caliza:

$$9{,}0\ \text{mol}\ CaCO_3\cdot\frac{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3}\cdot\frac{100\ \text{g caliza}}{80{,}0\ \text{g}\ CaCO_3}\cdot\frac{1\ \text{kg caliza}}{10^3\ \text{g caliza}}=\mathbf{1{,}1\ kg\ caliza}$$

8.40. La industria química utiliza grandes cantidades de ácidos. De hecho entre los diversos productos químicos de más producción de la industria española (tanto orgánicos como inorgánicos) está el ácido nítrico que encuentra sus principales aplicaciones en las industrias de los fertilizantes, explosivos y fabricación de productos químicos.

a) En un frasco de ácido nítrico concentrado, se leen las siguientes inscripciones:

masa molecular: 63,01 densidad: 1,38 riqueza en peso: 60 %

a1) ¿Cuántos mL del ácido se necesitan para preparar 250 mL de disolución de HNO_3 2,0 M?

a2) ¿Cuántos mL de HNO_3 2,00 M son necesarios para alcanzar el punto de equivalencia en una titulación de 50,0 mL de hidróxido de amonio 0,500 M? Justifique, cualitativamente si en el punto de equivalencia el pH será ácido, básico o neutro.

b) Se le dio a un estudiante un ácido desconocido, que podía ser ácido acético, (CH_3COOH), ácido pirúvico ($CH_3COCOOH$) o ácido propiónico (CH_3CH_2COOH). El estudiante preparó una disolución del ácido desconocido disolviendo 0,100 g del mismo en 50,0 mL de agua. A continuación, valoró la disolución hasta el punto de equivalencia consumiéndose 11,3 mL de una disolución de NaOH 0,100 M. Identifique razonadamente el ácido desconocido.

(Sevilla 2004)

a1) La masa de HNO_3 que se necesita para preparar la disolución 2,0 M es:

$$250 \text{ mL } HNO_3 \text{ 2,0 M} \cdot \frac{2{,}0 \text{ mol } HNO_3}{10^3 \text{ mL } HNO_3 \text{ 2,0 M}} \cdot \frac{63{,}01 \text{ g } HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3} = 32 \text{ g } HNO_3$$

Como se dispone de disolución de riqueza 60 %:

$$32 \text{ g } HNO_3 \cdot \frac{100 \text{ g } HNO_3 \text{ 60 \%}}{60 \text{ g } HNO_3} \cdot \frac{1 \text{ mL } HNO_3 \text{ 60 \%}}{1{,}38 \text{ g } HNO_3 \text{ 60 \%}} = 39 \text{ mL } HNO_3 \text{ 60 \%}$$

a2) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización es:

$$HNO_3(aq) + NH_3(aq) \rightarrow NH_4NO_3(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de soluto contenido en la disolución básica es:

$$50{,}0 \text{ mL } NH_3 \text{ 0,50 M} \cdot \frac{0{,}500 \text{ mmol } NH_3}{1 \text{ mL } NH_3 \text{ 0,500 M}} = 2{,}50 \text{ mmol } NH_3$$

Relacionando NH_3 y HNO_3 2,00 M:

$$2{,}50 \text{ mmol } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mmol } HNO_3}{1 \text{ mmol } NH_3} \cdot \frac{1 \text{ mL } HNO_3 \text{ 2,00 M}}{2{,}00 \text{ mmol } HNO_3} = 12{,}5 \text{ mL } HNO_3 \text{ 2,00 M}$$

Como reaccionan cantidades estequiométricas, en el punto de equivalencia solo hay NH_4NO_3:

$$NH_4NO_3(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

El ion nitrato no se hidroliza ya que es la base débil conjugada del ácido nítrico (ácido fuerte); mientras que el ion amonio es el ácido débil conjugado del amoníaco (base débil) que se hidroliza de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

Como se observa, en esta reacción se producen iones H_3O^+, luego el pH de la disolución es ácido.

b) Llamando HX al ácido desconocido, la ecuación correspondiente a la reacción de neutralización del mismo es:

$$HX(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaX(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de HX neutralizado con NaOH es:

$$11{,}3\ \text{mL NaOH } 0{,}100\ \text{M} \cdot \frac{0{,}100\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH } 0{,}100\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mol HX}}{1\ \text{mol NaOH}} = 1{,}13\ \text{mmol HX}$$

Relacionando masa y moles del ácido HX se obtiene su masa molar:

$$\frac{0{,}100\ \text{g HX}}{1{,}13\ \text{mmol HX}} \cdot \frac{10^3\ \text{mmol HX}}{1\ \text{mol HX}} = 88{,}5\ \text{g mol}^{-1}$$

Las masas molares para los ácidos propuestos son:

acético (CH_3COOH)	propiónico (CH_3CH_2COOH)	pirúvico ($CH_3COCOOH$)
$M_r = 60$	$M_r = 74$	$M_r = 88$

Como la masa molar obtenida a partir de la reacción de neutralización coincide con la del ácido pirúvico, quiere decir que esta la sustancia problema.

8.41. Durante un proceso industrial de producción de ácido sulfúrico 12,0 M se ha cometido un error que da como resultado la obtención de un ácido 10,937 M.
a) Calcule el volumen de ácido sulfúrico, de 90,0 % de riqueza en peso y densidad 1,80 g mL^{-1}, que hay que añadir a 1.000 L de aquella disolución para que resulte exactamente 12 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.
b) Este ácido se utiliza para la fabricación de sulfato de calcio. La empresa necesita producir 7.800 kg de este compuesto. Para ello dispone de suficiente cantidad de las dos materias primas necesarias: carbonato de calcio y ácido sulfúrico. El primero se encuentra en estado puro y el segundo es 12,0 M. Si se sabe que el rendimiento de la reacción es del 84 % ¿qué volumen de disolución de ácido sulfúrico debe emplearse?

(Murcia 2005)

a) La cantidad de H_2SO_4 que contiene la disolución mal preparada es:

$$1.000\ \text{L } H_2SO_4\ 10{,}397\ \text{M} \cdot \frac{10{,}937\ \text{mol } H_2SO_4}{1\ \text{L } H_2SO_4\ 10{,}397\ \text{M}} = 1{,}094 \cdot 10^4\ \text{mol } H_2SO_4$$

El número de moles de H_2SO_4 contenidos en x L de una disolución de H_2SO_4 del 90,0 % de riqueza en peso y densidad 1,80 g mL^{-1} es:

$$x\ \text{L } H_2SO_4\ 90{,}0\ \% \cdot \frac{10^3\ \text{mL } H_2SO_4\ 90{,}0\ \%}{1\ \text{L } H_2SO_4\ 90{,}0\ \%} \cdot \frac{1{,}80\ \text{g } H_2SO_4\ 90{,}0\ \%}{1\ \text{mL } H_2SO_4\ 90{,}0\ \%} \cdot \frac{90{,}0\ \text{g } H_2SO_4}{100\ \text{g } H_2SO_4\ 90{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g } H_2SO_4}$$

Se obtiene que la cantidad contenida es, 16,5 x mol H_2SO_4.

Suponiendo volúmenes aditivos, la disolución resultante de la mezcla de ambas disoluciones deberá tener una concentración 12,0 M:

$$\frac{(1{,}094 \cdot 10^4 + 16{,}5\ x)\ \text{mol } H_2SO_4}{(1.000 + x)\ \text{L disolución}} = 12{,}0\ \text{M} \quad \rightarrow \quad x = 236\ \text{L } H_2SO_4\ 90{,}0\ \%$$

b) Si el rendimiento del proceso es del 84 % la cantidad teórica de $CaSO_4$ a producir es:

$$x\ \text{g } CaSO_4\ (\text{teórico}) \cdot \frac{84\ \text{g } CaSO_4\ (\text{real})}{100\ \text{g } CaSO_4\ (\text{teórico})} = 7.800\ \text{kg } CaSO_4\ (\text{real}) \cdot \frac{10^3\ \text{g } CaSO_4\ (\text{real})}{1\ \text{kg } CaSO_4\ (\text{real})}$$

Se obtiene, $x = 9{,}3 \cdot 10^6$ g $CaSO_4$

La ecuación química correspondiente a la obtención de $CaSO_4$ es:

$$CaCO_3(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow CaSO_4(s) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Relacionando $CaSO_4$ con la disolución de H_2SO_4 12,0 M:

$$9{,}3 \cdot 10^6 \text{ g } CaSO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CaSO_4}{132{,}1 \text{ g } CaSO_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ mol } CaSO_4} \cdot \frac{1 \text{ L } H_2SO_4 \text{ 12,0 M}}{12{,}0 \text{ mol } H_2SO_4} = 5{,}9 \cdot 10^3 \text{ L } H_2SO_4 \text{ 12,0 M}$$

8.42. Los nutrientes de las plantas contenidos en los fertilizantes son el nitrógeno, el fósforo y el potasio. En la etiqueta de cualquier fertilizante aparece el porcentaje que contiene de cada uno de estos elementos expresado en forma de N_2, P_2O_5 y K_2O. Un fertilizante utilizado frecuentemente es "Compo Fertilizante Universal 7-5-6", que indica que contiene un 7 % de nitrógeno, 5 % de P_2O_5 y 6 % de K_2O.
Un método sencillo para analizar el fósforo contenido en un fertilizante consiste en la precipitación y pesada en forma de $NH_4MgPO_4 \cdot 6H_2O$ (tetraoxidofosfato de amonio y magnesio hexahidrato), lo que constituye un ejemplo típico de análisis gravimétrico o gravimetría. La precipitación de esta sal se produce al adicionar catión Mg^{2+} y catión NH_4^+ a una disolución que contenga el anión HPO_4^{2-}:

$$HPO_4^{2-}(aq) + OH^-(aq) + Mg^{2+}(aq) + NH_4^+(aq) + 5\, H_2O(l) \rightarrow NH_4MgPO_4 \cdot 6H_2O(s)$$

En un Erlenmeyer de 1 L se introducen 20,47 g de fertilizante y se disuelven en 150 mL de agua destilada. Se adicionan 60 mL de disolución 0,40 M de sulfato de magnesio. Se añaden unas gotas de fenolftaleína y seguidamente, lentamente y agitando, se adiciona disolución 1,0 M de amoníaco hasta que se forme un precipitado blanco y se produzca el viraje del indicador de incoloro a rojo. En esta operación se consumen 30 mL de disolución de amoniaco. Después de esperar 15 minutos para que sedimente el precipitado, se filtra sobre papel de filtro, previamente pesado, en un embudo Buchner, utilizando trompa de agua para vacío. Después de calentar en la estufa a 40 °C, hasta un peso constante, se obtuvo un precipitado que pesó 3,64 g.
a) Teóricamente el fertilizante es 7-5-6, es decir, 7 % de nitrógeno, 5 % de P_2O_5 y 6 % de K_2O. Calcule con estos datos teóricos el porcentaje de nitrógeno, fósforo y potasio.
b) Con los datos del problema, calcule el porcentaje real de P_2O_5 y de P.
c) Calcule los moles de catión Mg^{2+} utilizados en exceso.
d) Calcule los moles de NH_3 utilizados en exceso.
e) Si el precipitado recogido fuera $KMgPO_4 \cdot 6H_2O(s)$ en lugar de $NH_4MgPO_4 \cdot 6H_2O(s)$, ¿cuál habría sido el resultado del porcentaje de P contenido en el fertilizante?
f) El fósforo contenido en el fertilizante suele encontrarse en forma de HPO_4^{2-} y $H_2PO_4^-$, porque los hidrogenofosfatos y los dihidrogenofosfatos son solubles en agua, mientras que los fosfatos son insolubles. Justifique las razones por las cuales la precipitación de $NH_4MgPO_4 \cdot 6H_2O$ se ha de realizar en medio básico, razón por la cual se utiliza fenolftaleína como indicador y se adiciona amoníaco hasta el viraje del indicador.

(Valencia 2005)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de fertilizante que según su etiqueta contiene 7,0 % de nitrógeno, 5,0 % de P_2O_5 y 6,0 % de K_2O, los porcentajes teóricos de P, K y N son:

$$5{,}0 \text{ g } P_2O_5 \cdot \frac{1 \text{ mol } P_2O_5}{142{,}0 \text{ g } P_2O_5} \cdot \frac{2 \text{ mol P}}{1 \text{ mol } P_2O_5} \cdot \frac{31{,}0 \text{ g P}}{1 \text{ mol P}} \cdot 100 = 2{,}2 \text{ \% P}$$

$$6{,}0 \text{ g } K_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } K_2O}{94{,}2 \text{ g } K_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol K}}{1 \text{ mol } K_2O} \cdot \frac{39{,}1 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} \cdot 100 = 5{,}0 \text{ \% K}$$

y según dice el enunciado; 7,0 % N.

b) El porcentaje de P en el "compo" es:

$$3{,}64 \text{ g } NH_4MgPO_4 \cdot 6H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_4MgPO_4 \cdot 6H_2O}{245{,}3 \text{ g } NH_4MgPO_4 \cdot 6H_2O} = 0{,}0148 \text{ mol } NH_4MgPO_4 \cdot 6H_2O$$

$$0{,}0148 \text{ mol } NH_4MgPO_4 \cdot 6H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol P}}{1 \text{ mol } NH_4MgPO_4 \cdot 6H_2O} = 0{,}0148 \text{ mol P}$$

$$\frac{0{,}0148 \text{ mol P}}{20{,}47 \text{ g compo}} \cdot \frac{31{,}0 \text{ g P}}{1 \text{ mol P}} \cdot 100 = 2{,}24 \text{ \% P}$$

Sabiendo que el "compo" contiene 2,2 % de P, la cantidad correspondiente de P_2O_5 es:

$$2{,}2 \text{ g P} \cdot \frac{1 \text{ mol P}}{31{,}0 \text{ g P}} \cdot \frac{1 \text{ mol } P_2O_5}{2 \text{ mol P}} \cdot \frac{142{,}0 \text{ g } P_2O_5}{1 \text{ mol } P_2O_5} \cdot 100 = 5{,}0 \text{ \% } P_2O_5$$

c) Realizando un balance de materia con el Mg^{2+}:

▪ La cantidad de Mg^{2+} total:

$$60 \text{ mL } MgSO_4 \text{ 0,40 M} \cdot \frac{0{,}40 \text{ mmol } MgSO_4}{1 \text{ mL } MgSO_4 \text{ 0,40 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } Mg^{2+}}{1 \text{ mmol } MgSO_4} = 24 \text{ mmol } Mg^{2+}$$

▪ La cantidad de Mg^{2+} gastado:

$$0{,}0148 \text{ mol } NH_4MgPO_4 \cdot 6H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } Mg^{2+}}{1 \text{ mol } NH_4MgPO_4 \cdot 6H_2O} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol } Mg^{2+}}{1 \text{ mol } Mg^{2+}} = 14{,}8 \text{ mmol } Mg^{2+}$$

▪ La cantidad de Mg^{2+} en exceso:

$$24 \text{ mmol } Mg^{2+} \text{ (utilizado)} - 14{,}8 \text{ mmol } Mg^{2+} \text{ (gastado)} = 9{,}2 \text{ mmol } Mg^{2+} \text{ (exceso)}$$

d) Realizando un balance de materia con el NH_3:

▪ La cantidad de NH_3 total:

$$30 \text{ mL } NH_3 \text{ 1,0 M} \cdot \frac{1{,}0 \text{ mmol } NH_3}{1 \text{ mL } NH_3 \text{ 1,0 M}} = 30 \text{ mmol } NH_3$$

▪ La cantidad de NH_3 gastado:

$$14{,}8 \text{ mmol } Mg^{2+} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_4^+}{1 \text{ mmol } Mg^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } NH_3}{1 \text{ mmol } NH_4^+} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} = 14{,}8 \text{ mmol } NH_3$$

▪ La cantidad de NH_3 en exceso:

$$30 \text{ mmol } NH_3 \text{ (utilizado)} - 14{,}8 \text{ mmol } NH_3 \text{ (gastado)} = 15 \text{ mmol } NH_3 \text{ (exceso)}$$

e) El porcentaje de P en el "compo" considerando precipitado de $KMgPO_4 \cdot 6H_2O$ es:

$$3{,}64 \text{ g } KMgPO_4 \cdot 6H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } KMgPO_4 \cdot 6H_2O}{266{,}3 \text{ g } KMgPO_4 \cdot 6H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol P}}{1 \text{ mol } KMgPO_4 \cdot 6H_2O} = 0{,}0137 \text{ mol P}$$

$$\frac{0{,}0137 \text{ mol P}}{20{,}47 \text{ g compo}} \cdot \frac{31{,}0 \text{ g P}}{1 \text{ mol P}} \cdot 100 = 2{,}07 \text{ \% P}$$

f) En medio ácido se encuentran presentes las especies: HPO_4^{2-}, $H_2PO_4^-$ y H_3PO_4; mientras que en medio básico, solo se encuentra presente el ion PO_4^{3-}, que es el que debe existir en disolución para que precipite el $NH_4MgPO_4 \cdot 6H_2O$.

8.43. El cloro gaseoso, Cl_2, puede obtenerse en el laboratorio, en pequeñas cantidades haciendo reaccionar el dióxido de manganeso con ácido clorhídrico concentrado, según:

$$MnO_2(s) + 4\ HCl(aq) \rightarrow MnCl_2(aq) + Cl_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Se hacen reaccionar 100 g de MnO_2 con 0,800 L de disolución de HCl del 35,2 % en masa y densidad 1,175 g cm^{-3} Calcule:
a) La molaridad del ácido empleado.
b) El volumen de cloro producido en condiciones normales.

(Cádiz 2005)

a) Tomando como base de cálculo 1 L de disolución de HCl:

$$\frac{10^3\ cm^3\ HCl\ 35{,}2\ \%}{1\ L\ HCl\ 35{,}2\ \%}\cdot\frac{1{,}175\ g\ HCl\ 35{,}2\ \%}{1\ cm^3\ HCl\ 35{,}2\ \%}\cdot\frac{35{,}2\ g\ HCl}{100\ g\ HCl\ 35{,}2\ \%}\cdot\frac{1\ mol\ HCl}{36{,}5\ g\ HCl} = 11{,}3\ mol\ L^{-1}$$

b) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el reactivo limitante para poder calcular la cantidad de Cl_2 obtenida. El número de moles de ambos reactivos es:

$$\left.\begin{array}{r} 100\ g\ MnO_2\cdot\dfrac{1\ mol\ MnO_2}{86{,}9\ g\ MnO_2} = 1{,}15\ mol\ MnO_2 \\ 0{,}800\ L\ HCl\ 11{,}3\ M\cdot\dfrac{11{,}3\ mol\ HCl}{1\ L\ HCl\ 11{,}3\ M} = 9{,}07\ mol\ HCl \end{array}\right\} \rightarrow \frac{9{,}07\ mol\ HCl}{1{,}15\ mol\ MnO_2} = 7{,}89$$

Como la relación molar es mayor que 4 quiere decir que sobra HCl, por lo que MnO_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de Cl_2.

Relacionando MnO_2 y Cl_2 se obtiene la cantidad de gas desprendido:

$$1{,}15\ mol\ MnO_2\cdot\frac{1\ mol\ Cl_2}{1\ mol\ MnO_2} = 1{,}15\ mol\ Cl_2$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1{,}15\ mol\ Cl_2)\cdot(0{,}082\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1})\cdot 273{,}15\ K}{1\ atm} = 25{,}8\ L\ Cl_2$$

8.44. Una industria química obtiene ácido sulfúrico y cinc a partir de blenda, ZnS. La fábrica trata diariamente 100 toneladas de mineral que posee una riqueza del 60,0 %.
a) Si el 1,00 % del azufre se pierde como dióxido de azufre, calcule el volumen de este gas expulsado diariamente al exterior, suponiendo que sale a 27 °C y 1 atm.
b) Si el 0,100 % del dióxido de azufre se transforma en la atmósfera en ácido sulfúrico y cae a un estanque que contiene 1.000 m^3 de agua, calcule la molaridad de la disolución ácida formada.

(Cádiz 2005)

a) La ecuación química correspondiente al proceso de transformación de blenda en ácido sulfúrico es:

$$ZnS(s) \rightarrow SO_2(g) \rightarrow H_2SO_4(aq)$$

Relacionando la cantidad de blenda con la de SO_2:

$$100\ t\ blenda\cdot\frac{10^6\ g\ blenda}{1\ t\ blenda}\cdot\frac{60{,}0\ g\ ZnS}{100\ g\ blenda}\cdot\frac{1\ mol\ ZnS}{97{,}4\ g\ ZnS}\cdot\frac{1\ mol\ SO_2}{1\ mol\ ZnS} = 6{,}16\cdot 10^5\ mol\ SO_2$$

Si el 1,00 % del SO_2 producido se expulsa al exterior:

$$6{,}16\cdot 10^5\ mol\ SO_2\ (producido)\cdot\frac{1{,}00\ mol\ SO_2\ (expulsado)}{100\ mol\ SO_2\ (producido)} = 6{,}16\cdot 10^3\ mol\ SO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(6{,}16 \cdot 10^3 \text{ mol } SO_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1{,}52 \cdot 10^5 \text{ L } SO_2$$

b) La cantidad de H_2SO_4 formado a partir del SO_2 expulsado es:

$$6{,}16 \cdot 10^4 \text{ mol } SO_2 \text{ (expulsado)} \cdot \frac{0{,}100 \text{ mol } SO_2 \text{ (transformado)}}{100 \text{ mol } SO_2 \text{ (expulsado)}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{100 \text{ mol } SO_2} = 6{,}16 \text{ mol } H_2SO_4$$

Suponiendo que no existe variación de volumen, la concentración molar de la disolución obtenida es:

$$\frac{6{,}16 \text{ mol } H_2SO_4}{1.000 \text{ m}^3 \text{ agua}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ agua}}{1\,000 \text{ L agua}} = 6{,}16 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

8.45. El nitrito de sodio se puede obtener haciendo pasar una mezcla gaseosa de monóxido de nitrógeno y oxígeno a través de una disolución acuosa de carbonato de sodio. La reacción sin ajustar es la siguiente:

$$Na_2CO_3(aq) + NO(g) + O_2(g) \rightarrow NaNO_2(aq) + CO_2(g)$$

A través de 250 mL de Na_2CO_3 2,00 M, se hace pasar 45,0 g de NO(g) y O_2(g) en considerable exceso, obteniéndose 62,1 g de nitrito de sodio.
a) Determine cuál es el reactivo limitante.
b) Calcule el rendimiento en la obtención del nitrito de sodio.

(Almería 2005)

a) La ecuación química ajustada es:

$$2\ Na_2CO_3(aq) + 4\ NO(g) + O_2(g) \rightarrow 4\ NaNO_2(aq) + 2\ CO_2(g)$$

Para determinar el reactivo limitante se calculan las cantidades iniciales de cada una de las sustancias reaccionantes:

$$45{,}0 \text{ g NO} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{30{,}0 \text{ g NO}} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol NO}}{1 \text{ mol NO}} = 1{,}50 \cdot 10^3 \text{ mmol NO}$$

$$250 \text{ mL } Na_2CO_3 \text{ 2,00 M} \cdot \frac{2{,}00 \text{ mmol } Na_2CO_3}{1 \text{ mL } Na_2CO_3 \text{ 2,00 M}} = 500 \text{ mmol } Na_2CO_3$$

$$\rightarrow \frac{1{,}50 \cdot 10^3 \text{ mmol NO}}{500 \text{ mmol } Na_2CO_3} = 3{,}00$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra NO, por lo que Na_2CO_3 es el reactivo limitante.

b) Para calcular el rendimiento de la reacción es preciso calcular la cantidad de $NaNO_2$ que se debería haber obtenido a partir del reactivo limitante y relacionarla con la cantidad de sustancia obtenida:

$$500 \text{ mmol } Na_2CO_3 \cdot \frac{4 \text{ mmol } NaNO_2}{2 \text{ mmol } Na_2CO_3} \cdot \frac{69{,}0 \text{ mg } NaNO_2}{1 \text{ mmol } NaNO_2} \cdot \frac{1 \text{ g } NaNO_2}{10^3 \text{ mg } NaNO_2} = 69{,}0 \text{ g } NaNO_2$$

$$\eta = \frac{62{,}1 \text{ g } NaNO_2 \text{ (real)}}{69{,}0 \text{ g } NaNO_2 \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 90{,}0\ \%$$

8.46. El metano es uno de los gases que contribuyen al efecto invernadero y se produce en cantidades importantes como consecuencia de los residuos de las granjas de animales para la alimentación. La reacción del metano con agua es una forma de preparar hidrógeno que puede emplearse como fuente de energía neta en las pilas de combustible.

$$CH_4(g) + H_2O(g) \rightarrow CO(g) + 3\,H_2(g)$$

Se combinan 995 g de metano y 2.510 g de agua:
a) ¿Quién es el reactivo limitante?
b) ¿Cuál es la masa máxima de hidrógeno que se puede preparar?
c) ¿Qué masa de reactivo en exceso quedará cuando acabe la reacción?

(Baleares 2005)

a)Para determinar el reactivo limitante se calculan las cantidades iniciales de cada una de las sustancias reaccionantes:

$$\left.\begin{array}{l} 995\text{ g }CH_4 \cdot \dfrac{1\text{ mol }CH_4}{16{,}0\text{ g }CH_4} = 62{,}2\text{ mol }CH_4 \\ 2.150\text{ g }H_2O \cdot \dfrac{1\text{ mol }H_2O}{18{,}0\text{ g }H_2O} = 139\text{ mol }H_2O \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{62{,}2\text{ mol }CH_4}{139\text{ mol }H_2O} = 0{,}447$$

Como la relación molar es menor que 1 quiere decir que sobra H_2O, por lo que CH_4 es el reactivo limitante que determina las cantidades de H_2O en exceso y de H_2 que se obtiene.

b) Relacionando CH_4 con H_2:

$$62{,}2\text{ mol }CH_4 \cdot \frac{3\text{ mol }H_2}{1\text{ mol }CH_4} \cdot \frac{2{,}0\text{ g }H_2}{1\text{ mol }H_2} = 373\text{ g }H_2$$

c) Relacionando CH_4 con H_2O:

$$62{,}2\text{ mol }CH_4 \cdot \frac{1\text{ mol }H_2O}{1\text{ mol }CH_4} = 62{,}2\text{ mol }H_2O$$

La cantidad de H_2O en exceso son:

$$139\text{ mol }H_2O\text{ (inicial)} - 62{,}2\text{ mol }H_2O\text{ (gastado)} = 76{,}8\text{ mol }H_2O\text{ (exceso)}$$

La masa correspondiente es:

$$76{,}8\text{ mol }H_2O \cdot \frac{18{,}0\text{ g }H_2O}{1\text{ mol }H_2O} = 1{,}38 \cdot 10^3\text{ g }H_2O$$

8.47. Una muestra de hulla contiene 1,6 % en peso de azufre. Mediante la combustión, el azufre se oxida a dióxido de azufre gaseoso que contamina la atmósfera:

$$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$

Un tratamiento posterior del dióxido de azufre con cal viva, CaO, transforma el SO_2 en $CaSO_3$. Si una central térmica consume diariamente 6 600 t de hulla, calcule:
a) La masa, en kg, de SO_2 que se produce.
b) El volumen, en m^3, de SO_2 que se libera a una temperatura de 20 °C y 1 atm de presión.
c) Si el consumo diario de CaO es de 150 t ¿se puede eliminar todo el SO_2 producido? En caso contrario, ¿qué cantidad de SO_2 se libera a la atmósfera?

(Córdoba 2005)

a) La cantidad S presente en la hulla es:

$$6\,600 \text{ t hulla} \cdot \frac{10^6 \text{ g hulla}}{1 \text{ t hulla}} \cdot \frac{1{,}6 \text{ g S}}{100 \text{ g hulla}} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32{,}1 \text{ g S}} = 3{,}3 \cdot 10^6 \text{ mol S}$$

Relacionando S y SO_2 liberado en la combustión:

$$3{,}3 \cdot 10^6 \text{ mol S} \cdot \frac{1 \text{ mol } SO_2}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{1 \text{ mol } SO_2}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{64{,}0 \text{ g } SO_2}{1 \text{ mol } SO_2} \cdot \frac{1 \text{ kg } SO_2}{10^3 \text{ g } SO_2} = 2{,}1 \cdot 10^5 \text{ kg } SO_2$$

b) Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(3{,}3 \cdot 10^6 \text{ mol } SO_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} = 7{,}9 \cdot 10^4 \text{ m}^3 \; SO_2$$

c) La ecuación química correspondiente a la reacción entre SO_2 y CaO es:

$$SO_2(g) + CaO(s) \rightarrow CaSO_3(s)$$

Relacionando CaO y SO_2 se obtiene la cantidad de esta sustancia eliminada:

$$150 \text{ t CaO} \cdot \frac{10^6 \text{ g CaO}}{1 \text{ t CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56{,}1 \text{ g CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol } SO_2}{1 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{64{,}1 \text{ g } SO_2}{1 \text{ mol } SO_2} \cdot \frac{1 \text{ kg } SO_2}{10^3 \text{ g } SO_2} = 1{,}71 \cdot 10^5 \text{ kg } SO_2$$

Como esta cantidad es menor que la obtenida en el apartado a), no se elimina todo el SO_2 producido, y la cantidad que se libera a la atmósfera es:

$$2{,}1 \cdot 10^5 \text{ kg } SO_2 \text{ (producido)} - 1{,}71 \cdot 10^5 \text{ kg } SO_2 \text{ (consumido)} = 4{,}0 \cdot 10^4 \text{ kg } SO_2 \text{ (liberado)}$$

8.48. Ante la posible falta de reservas de petróleo se ha ensayado en algunos vehículos otros tipos de combustibles, entre ellos una mezcla de butano y etanol.
a) Escriba la reacción de combustión de cada sustancia.
b) Determine cuál de ellos contribuye más al efecto invernadero (emisión de CO_2) si se queman 100 g de cada uno.

(Canarias 2005)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de combustión del butano y del etanol son, respectivamente:

$$2\, C_4H_{10}(g) + 13\, O_2(g) \rightarrow 8\, CO_2(g) + 10\, H_2O(l)$$

$$C_2H_6O(l) + 3\, O_2(g) \rightarrow 2\, CO_2(g) + 3\, H_2O(l)$$

b) La masa de CO_2 producida en la combustión de 100 g de butano es:

$$100 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{58{,}0 \text{ g } C_4H_{10}} \cdot \frac{4 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} \cdot \frac{44{,}0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 303 \text{ g } CO_2$$

La masa de CO_2 producida en la combustión de 100 g de etanol es:

$$100 \text{ g } C_2H_6O \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_6O}{46{,}0 \text{ g } C_2H_6O} \cdot \frac{2 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_2H_6O} \cdot \frac{44{,}0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 191 \text{ g } CO_2$$

A la vista de los resultados obtenidos, se concluye que el butano contribuye más que el etanol al efecto invernadero.

8.49. La cerusita, un mineral que contiene plomo, es carbonato de plomo(II) impuro. Para analizar una muestra del mineral y determinar su contenido en $PbCO_3$ se trata la muestra primero con ácido nítrico con el fin de disolver el carbonato de plomo(II):

$$PbCO_3(s) + HNO_3(aq) \rightarrow Pb(NO_3)_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

A continuación se añade ácido sulfúrico que precipita sulfato de plomo(II):

$$Pb(NO_3)_2(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow PbSO_4(s) + HNO_3(aq)$$

El sulfato de plomo(II) puro se separa y se pesa. Suponiendo que una muestra de 0,583 g de mineral produce 0,628 g de $PbSO_4$. Ajuste la estequiometría de las dos reacciones y calcule el porcentaje en masa de $PbCO_3$ en la muestra de mineral.

(Baleares 2006)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones dadas son:

$$PbCO_3(s) + 2\ HNO_3(aq) \rightarrow Pb(NO_3)_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

$$Pb(NO_3)_2(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow PbSO_4(s) + 2\ HNO_3(aq)$$

Relacionando $PbSO_4$ y mineral se obtiene la riqueza de este:

$$\frac{0{,}628\ g\ PbSO_4}{0{,}583\ g\ mineral} \cdot \frac{1\ mol\ PbSO_4}{303{,}2\ g\ PbSO_4} \cdot \frac{1\ mol\ PbCO_3}{1\ mol\ PbSO_4} \cdot \frac{267{,}2\ g\ PbCO_3}{1\ mol\ PbCO_3} \cdot 100 = 94{,}9\ \%\ PbCO_3$$

8.50. Una muestra de 1.800 g de piedra caliza, $CaCO_3$, se somete a calentamiento de modo que parcialmente se transforma en óxido de calcio, CaO, según la reacción:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

Se obtiene así un residuo de 1 000 g, compuesto por $CaCO_3$ y CaO, que tratado con disolución 12,0 M de HCl consume 2,50 L según las reacciones:

$$CaCO_3(s) + 2\ H^+(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

$$CaO(s) + 2\ H^+(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + H_2O(l)$$

Calcule:

a) El porcentaje de $CaCO_3$ en la piedra caliza.

b) El volumen de CO_2 que se produce en el proceso medido a 80 °C y 1,50 atm.

(Murcia 2006)

a) La cantidad de HCl consumido en ambas reacciones es:

$$2{,}50\ L\ HCl\ 12{,}0\ M \cdot \frac{12{,}0\ mol\ HCl}{1\ L\ HCl\ 12{,}0\ M} = 30{,}0\ mol\ HCl$$

Llamando x e y a las masas de $CaCO_3$ y CaO contenidas en la mezcla y relacionando estas cantidades con el HCl consumido:

$$x\ g\ CaCO_3 \cdot \frac{1\ mol\ CaCO_3}{100{,}1\ g\ CaCO_3} \cdot \frac{2\ mol\ HCl}{1\ mol\ CaCO_3} + y\ g\ CaO \cdot \frac{1\ mol\ CaO}{56{,}1\ g\ CaO} \cdot \frac{2\ mol\ HCl}{1\ mol\ CaO} = 30{,}0\ mol\ HCl$$

Relacionando las masas de $CaCO_3$ y CaO con la mezcla:

$$x\ g\ CaCO_3 + y\ g\ CaO = 1\ 000\ g\ mezcla$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 364\ g\ CaCO_3 \qquad y = 636\ g\ CaO$$

El porcentaje de $CaCO_3$ muestra de caliza es:

$$\frac{364\ \text{g CaCO}_3}{1.800\ \text{g caliza}} \cdot 100 = 20{,}2\ \%\ \text{CaCO}_3$$

b) El CO_2 se produce solo a partir del $CaCO_3$ contenido en la caliza:

$$364\ \text{g CaCO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol CaCO}_3}{100{,}1\ \text{g CaCO}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol CaCO}_3} = 3{,}64\ \text{mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(3{,}64\ \text{mol CO}_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (80 + 273{,}15)\ \text{K}}{1{,}50\ \text{atm}} = 70{,}2\ \text{L CO}_2$$

8.51. Determine la riqueza de una muestra de sulfato de amonio sabiendo que al tratar 1,316 kg de sulfato de amonio sólido impuro con disolución de hidróxido de sodio se recogen 377 L de amoníaco (que corresponden al 90,0 % del volumen total de amoníaco desprendido), medidos a la temperatura de 18 °C y la presión de mercurio de 742 mmHg.

(Cádiz 2006) (Asturias 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $(NH_4)_2SO_4$ y NaOH es:

$$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{s}) + 2\ \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\ \text{NH}_3(\text{g}) + 2\ \text{H}_2\text{O(l)}$$

El volumen de NH_3 desprendido es:

$$377\ \text{L NH}_3\ _{(\text{recogido})} \frac{100\ \text{L NH}_3\ _{(\text{desprendido})}}{90{,}0\ \text{L NH}_3\ _{(\text{recogido})}} = 419\ \text{L NH}_3$$

Suponiendo comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{742\ \text{mmHg} \cdot (419\ \text{L NH}_3)}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (18 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 17{,}1\ \text{mol NH}_3$$

Relacionando NH_3 con $(NH_4)_2SO_4$:

$$17{,}1\ \text{mol NH}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol (NH}_4)_2\text{SO}_4}{2\ \text{mol NH}_3} \cdot \frac{132{,}0\ \text{g (NH}_4)_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol (NH}_4)_2\text{SO}_4} = 1{,}13 \cdot 10^3\ \text{g (NH}_4)_2\text{SO}_4$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{1{,}13 \cdot 10^3\ \text{g (NH}_4)_2\text{SO}_4}{1{,}316\ \text{kg muestra}} \cdot \frac{1\ \text{kg muestra}}{10^3\ \text{g muestra}} \cdot 100 = 85{,}8\ \%\ (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

8.52. Las plantas utilizan CO_2 y H_2O para formar azúcares mediante en el proceso de fotosíntesis, de acuerdo a la reacción general:

$$12\ \text{CO}_2 + 11\ \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + 12\ \text{O}_2$$

a) ¿Qué volumen de CO_2 a 30 °C y 730 mmHg utiliza una planta para sintetizar un 500 g de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$?
b) Sabiendo que el contenido en una muestra de aire contiene 0,035 % v/v de CO_2, ¿qué volumen de aire, en las condiciones normales de presión y temperatura, purifica la planta por cada 100 g de azúcares sintetizados?

(Córdoba 2006)

a) Relacionando $C_{12}H_{22}O_{11}$ con CO_2:

$$500\ \text{g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \cdot \frac{1\ \text{mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{342{,}0\ \text{g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \cdot \frac{12\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 17{,}5\ \text{mol CO}_2$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{17{,}5\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15)\ \text{K}}{730\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 453\ \text{L CO}_2$$

b) De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en una mezcla gaseosa, la composición volumétrica coincide con la composición molar. Relacionando $C_{12}H_{22}O_{11}$ con CO_2:

$$100\ \text{g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \cdot \frac{1\ \text{mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{342{,}0\ \text{g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \cdot \frac{12\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \cdot \frac{100\ \text{mol aire}}{0{,}035\ \text{mol CO}_2} = 1{,}00 \cdot 10^4\ \text{mol aire}$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen de aire purificado es:

$$V = \frac{(1{,}00 \cdot 10^4\ \text{mol aire}) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot\ 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 2{,}24 \cdot 10^4\ \text{L aire}$$

8.53. En un hospital de 2.000 camas se generan 2,40 kg de residuos por cama y día que son tratados mediante incineración a 1.200 °C.
a) Sabiendo que por cada kg de residuos incinerados se producen 3,10 m^3 de emisión gaseosa, con una concentración en partículas de 12,0 g m^{-3}, calcule la cantidad, expresada en kg $día^{-1}$, de partículas emitidas a la atmósfera.
b) Las cenizas retiradas del horno incinerador, que suponen el 30,0 % de la masa inicial de los residuos, se tratan con un reactivo inertizador en proporción de 1 kg de reactivo por cada 3 kg de cenizas, generándose unos bloques de densidad 1,60 g cm^{-3}. ¿Qué volumen de estos bloques, expresado en m^3, se producirá cada año en el hospital?
c) En la sección de radioterapia del hospital se produce un vertido de 600 L diarios, contaminado por Ra(II) en concentraciones de 800 mg L^{-1}. Calcule la cantidad estequiométrica de sulfato de sodio, expresada en g $día^{-1}$, necesaria para precipitar todo el radio como $RaSO_4$ según la reacción:

$$Na_2SO_4 + Ra^{2+} \rightarrow RaSO_4 + 2\ Na^+$$

(Castilla y León 2006)

a) La cantidad diaria de residuo que se genera en el hospital es:

$$2.000\ \text{camas} \cdot \frac{2{,}40\ \text{kg residuo}}{\text{cama día}} = 4{,}80 \cdot 10^3\ \frac{\text{kg residuo}}{\text{día}}$$

La masa de partículas emitidas a la atmósfera es:

$$4{,}80 \cdot 10^3\ \frac{\text{kg residuo}}{\text{día}} \cdot \frac{3{,}10\ \text{m}^3\ \text{gas}}{\text{kg residuo}} \cdot \frac{12{,}0\ \text{g partículas}}{\text{m}^3\ \text{gas}} \cdot \frac{1\ \text{kg partículas}}{10^3\ \text{g partículas}} = 188\ \frac{\text{kg partículas}}{\text{día}}$$

b) La cantidad anual empleada de reactivo inertizador es:

$$4{,}80 \cdot 10^3\ \frac{\text{kg residuo}}{\text{día}} \cdot \frac{30{,}0\ \text{kg ceniza}}{100\ \text{kg residuo}} \cdot \frac{1\ \text{kg reactivo}}{3\ \text{kg ceniza}} \cdot \frac{365\ \text{día}}{1\ \text{año}} = 1{,}75 \cdot 10^5\ \frac{\text{kg reactivo}}{\text{año}}$$

El volumen correspondiente de reactivo inertizador es:

$$1{,}75 \cdot 10^5\ \frac{\text{kg reactivo}}{\text{año}} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ \text{reactivo}}{1{,}60\ \text{g reactivo}} \cdot \frac{10^3\ \text{g reactivo}}{1\ \text{kg reactivo}} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ \text{reactivo}}{10^6\ \text{cm}^3\ \text{reactivo}} = 109\ \frac{\text{m}^3\ \text{reactivo}}{\text{año}}$$

c) La cantidad diaria vertida de residuo radiactivo de Ra^{2+} es:

$$600\ \frac{\text{L vertido}}{\text{día}} \cdot \frac{800\ \text{mg Ra}^{2+}}{\text{L vertido}} \cdot \frac{1\ \text{g Ra}^{2+}}{10^3\ \text{mg Ra}^{2+}} \cdot \frac{1\ \text{mol Ra}^{2+}}{226{,}0\ \text{g Ra}^{2+}} = 2{,}12\ \frac{\text{mol Ra}^{2+}}{\text{día}}$$

Relacionando Ra^{2+} con Na_2SO_4:

$$2{,}12\ \frac{\text{mol Ra}^{2+}}{\text{día}}\cdot\frac{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol Ra}^{2+}}\cdot\frac{142{,}0\ \text{g Na}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol Na}_2\text{SO}_4}=301\ \frac{\text{g Na}_2\text{SO}_4}{\text{día}}$$

8.54. El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio según la reacción:

$$H_2SO_4 + KBr \rightarrow K_2SO_4 + SO_2 + Br_2 + H_2O$$

Calcule:
a) En el supuesto de que se obtengan 25 L de SO_2, medidos a 27 °C y 1,7 atm, ¿qué volumen de bromo líquido de densidad 3,12 g mL^{-1} se habrán generado?
b) Indique cuál sería la cantidad mínima de partida del reactivo KBr para el citado proceso, en el caso de que la riqueza del producto fuese del 92 %, suponiendo que el rendimiento de la reacción llega al 95 %.

(Castilla y León 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y KBr es:

$$2\ H_2SO_4(aq) + 2\ KBr(s) \rightarrow K_2SO_4(aq) + SO_2(g) + Br_2(l) + 2\ H_2O(l)$$

a) Suponiendo comportamiento ideal, el número de moles de SO_2 es:

$$n=\frac{1{,}72\ \text{atm}\cdot(25\ \text{L SO}_2)}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(27+273{,}15)\ \text{K}}=1{,}7\ \text{mol SO}_2$$

Relacionando SO_2 con Br_2:

$$1{,}7\ \text{mol SO}_2\cdot\frac{1\ \text{mol Br}_2}{1\ \text{mol SO}_2}\cdot\frac{159{,}8\ \text{g Br}_2}{1\ \text{mol Br}_2}\cdot\frac{1\ \text{mL Br}_2}{3{,}12\ \text{g Br}_2}=87\ \text{mL Br}_2$$

b) Relacionando SO_2 con KBr suponiendo riqueza 92 % y rendimiento 95 %:

$$x\ \text{g KBr 92 \%}\cdot\frac{92\ \text{g KBr}}{100\ \text{g KBr 92 \%}}\cdot\frac{95\ \text{g KBr (real)}}{100\ \text{g KBr (teórico)}}\cdot\frac{1\ \text{mol KBr}}{119{,}0\ \text{g KBr}}\cdot\frac{1\ \text{mol SO}_2}{2\ \text{mol KBr}}=1{,}7\ \text{mol SO}_2$$

Se obtiene, $x = 4{,}6\cdot10^2$ g KBr 92 %.

8.55. El ácido fosfórico, también llamado ortofosfórico, se puede obtener tratando el mineral fosforita (fosfato de calcio impuro) con ácido sulfúrico concentrado, según la siguiente ecuación química:

$$Ca_3(PO_4)_2(s) + 3\ H_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ H_3PO_4(aq) + 3\ CaSO_4(s)$$

Se hacen reaccionar 2,00 kg de fosforita (70,0 % en peso de fosfato de calcio) con la cantidad adecuada de ácido sulfúrico concentrado, obteniéndose una disolución acuosa de ácido fosfórico de densidad 1,34 g mL^{-1} y riqueza 50 % en peso. Calcule el volumen obtenido, en litros, del ácido fosfórico con la riqueza y densidad citados.

(Preselección Valencia 2006)

La cantidad de $Ca_3(PO_4)_2$ contenido en la fosforita es:

$$2{,}00\ \text{kg fosforita}\cdot\frac{10^3\ \text{g fosforita}}{1\ \text{kg fosforita}}\cdot\frac{70{,}0\ \text{g Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{100\ \text{g fosforita}}\cdot\frac{1\ \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{310{,}3\ \text{g Ca}_3(\text{PO}_4)_2}=4{,}52\ \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

Relacionando $Ca_3(PO_4)_2$ y H_3PO_4:

$$4{,}52\ \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2\cdot\frac{2\ \text{mol H}_3\text{PO}_4}{1\ \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2}\cdot\frac{98{,}0\ \text{g H}_3\text{PO}_4}{1\ \text{mol H}_3\text{PO}_4}=886\ \text{g H}_3\text{PO}_4$$

Como el H_3PO_4 es una disolución de riqueza 50,0 %:

$$886\ \text{g}\ H_3PO_4 \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_3PO_4\ 50\ \%}{50{,}0\ \text{g}\ H_3PO_4} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_3PO_4\ 50\ \%}{1{,}34\ \text{g}\ H_3PO_4\ 50\ \%} \cdot \frac{1\ \text{L}\ H_3PO_4\ 50\ \%}{10^3\ \text{mL}\ H_3PO_4\ 50\ \%} = 1{,}32\ \text{L}\ H_3PO_4\ 50\ \%$$

8.56. Las primeras cerillas no tóxicas fueron patentadas en Estados Unidos por la Diamond Match Co. en 1910. Como material inflamable, para la cabeza de la cerilla, se utilizaba trisulfuro de tetrafósforo. Este sulfuro se prepara calentando una mezcla de azufre y fósforo rojo en proporción estequiométrica:

$4\ P(s) + 3\ S(s) \rightarrow P_4S_3(s)$

Cuando arde la cerilla se desprenden humos blancos de P_4O_{10} y SO_2 según:

$P_4S_3(s) + 8\ O_2(g) \rightarrow P_4O_{10}(s) + 3\ SO_2(g)$

a) Calcule la cantidad de fósforo rojo necesaria para obtener 25,0 t de P_4S_3 si el rendimiento del proceso es del 80,0 %.
b) Calcule el volumen, en mL, medido a 200 °C y 770 mmHg, de SO_2 desprendido en la combustión completa de 0,250 g de P_4S_3.

(Preselección Valencia 2006) (Baleares 2014)

a) La cantidad de P_4S_3 que habría que sintetizar para obtener 25,0 t considerando un rendimiento del proceso del 80,0 % es:

$$x\ \text{t}\ P_4S_3\ (\text{teórico}) \cdot \frac{80\ \text{t}\ P_4S_3\ (\text{real})}{100\ \text{t}\ P_4S_3\ (\text{teórico})} = 25{,}0\ \text{t}\ P_4S_3\ (\text{real}) \qquad \rightarrow \qquad x = 31{,}3\ \text{t}\ P_4S_3$$

Relacionando P_4S_3 y P:

$$31{,}3\ \text{t}\ P_4S_3 \cdot \frac{10^6\ \text{g}\ P_4S_3}{1\ \text{t}\ P_4S_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ P_4S_3}{220{,}3\ \text{g}\ P_4S_3} \cdot \frac{4\ \text{mol P}}{1\ \text{mol}\ P_4S_3} \cdot \frac{31{,}0\ \text{g P}}{1\ \text{mol P}} \cdot \frac{1\ \text{t P}}{10^6\ \text{g P}} = 17{,}6\ \text{t P}$$

b) Relacionando P_4S_3 y SO_2:

$$0{,}250\ \text{g}\ P_4S_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ P_4S_3}{220{,}3\ \text{g}\ P_4S_3} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ SO_2}{1\ \text{mol}\ P_4S_3} = 3{,}40 \cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ SO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el SO_2 es:

$$V = \frac{(3{,}40 \cdot 10^{-3}\ \text{mol}) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (200 + 273{,}15)\ \text{K}}{770\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 130\ \text{mL}$$

8.57. Una muestra de 0,7380 g del sulfato $M_2(SO_4)_3$, al reaccionar con $BaCl_2$ en exceso, produjo 1,511 g de $BaSO_4$. Calcule la masa atómica de M.

(Valencia 2006) (Madrid 2010) (Castilla y León 2014)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre el sulfato metálico y $BaCl_2$ es:

$M_2(SO_4)_3(s) + 3\ BaCl_2(aq) \rightarrow 2\ MCl_3(aq) + 3\ BaSO_4(s)$

Relacionando $BaSO_4$ con $M_2(SO_4)_3$ se obtiene la masa del metal M:

$$1{,}511\ \text{g}\ BaSO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ BaSO_4}{233{,}3\ \text{g}\ BaSO_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ M_2(SO_4)_3}{3\ \text{mol}\ BaSO_4} \cdot \frac{(2x + 288{,}3)\ \text{g}\ M_2(SO_4)_3}{1\ \text{mol}\ M_2(SO_4)_3} = 0{,}738\ \text{g}\ M_2(SO_4)_3$$

Se obtiene, $x = 26{,}92\ \text{g mol}^{-1}$.

La masa molar obtenida corresponde al elemento aluminio (Al) cuyo número de oxidación es +3.

(En Madrid 2010 y Castilla y León 2014 se pregunta como cuestión multirrespuesta).

8.58. Calcule la cantidad de hidróxido de sodio que hay en una disolución, sabiendo que 100 mL de la misma necesitan, para ser neutralizados, 76 mL de ácido sulfúrico 1,0 M.

(Canarias 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NaOH es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando H_2SO_4 con la disolución de NaOH:

$$76\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 1{,}0\ \text{M} \cdot \frac{1{,}0\ \text{mol}\ H_2SO_4}{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 1{,}0\ \text{M}} \cdot \frac{2\ \text{mol NaOH}}{1{,}0\ \text{mol}\ H_2SO_4} \cdot \frac{40{,}0\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}} = 6{,}1\ \text{g NaOH}$$

8.59. La Comunidad Autónoma de Galicia acoge en su territorio algunas de las centrales térmicas en las que se produce energía eléctrica a partir de la combustión de combustibles fósiles. El contenido en azufre de estos combustibles es la causa de que en la combustión se produzca dióxido de azufre, que es uno de los gases contaminantes de la atmósfera. En la atmósfera, el dióxido de azufre puede combinarse con el oxígeno para formar el trióxido de azufre. Por otra parte, el trióxido de azufre se combina con agua para dar lugar a la formación de ácido sulfúrico.
a) Escriba y ajuste las reacciones de formación de dióxido de azufre a partir de azufre elemental, del trióxido de azufre a partir del dióxido de azufre y del ácido sulfúrico a partir del trióxido de azufre.
b) Si en la central térmica se quema un combustible con un contenido del 1,25 % de azufre, determine la masa de ácido sulfúrico que se produce por cada tonelada de combustible quemado, teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción de formación del dióxido de azufre es del 90,0 % y el de la formación del trióxido de azufre es del 30,0 %.

(Galicia 2007)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones del proceso son:

- Formación del SO_2 a partir del azufre

$$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$

- Formación del SO_3 a partir del SO_2

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$$

- Formación del H_2SO_4 a partir del SO_3

$$SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(aq)$$

b) Sabiendo que la muestra contiene un 1,25 % de S, la cantidad de S que hay en 1 t de combustible es:

$$1{,}00\ \text{t combustible} \cdot \frac{10^6\ \text{g combustible}}{1\ \text{t combustible}} \cdot \frac{1{,}25\ \text{g S}}{100\ \text{g combustible}} \cdot \frac{1\ \text{mol S}}{32{,}1\ \text{g S}} = 391\ \text{mol S}$$

Relacionando S y SO_2 y teniendo en cuenta un rendimiento del 90,0 % para esa reacción:

$$391\ \text{mol S} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{1\ \text{mol S}} \cdot \frac{90{,}0\ \text{mol}\ SO_2\ \text{(real)}}{100\ \text{mol}\ SO_2\ \text{(teórico)}} = 352\ \text{mol}\ SO_2$$

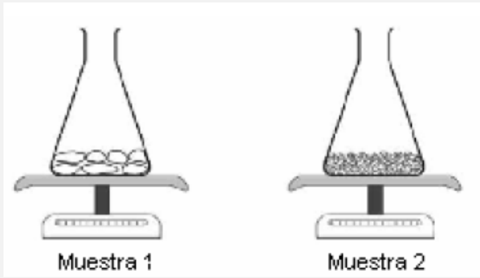
Relacionando SO_2 y SO_3 y teniendo en cuenta un rendimiento del 30,0 % para esa reacción:

$$352\ \text{mol}\ SO_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ SO_3}{1\ \text{mol}\ SO_2} \cdot \frac{30{,}0\ \text{mol}\ SO_3\ \text{(real)}}{100\ \text{mol}\ SO_3\ \text{(teórico)}} = 106\ \text{mol}\ SO_3$$

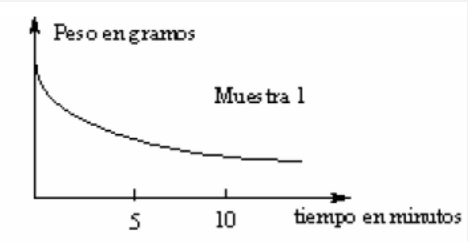
Si todo el SO_3 se transforma en H_2SO_4:

$$106\ \text{mol SO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol SO}_3} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1\ \text{kg H}_2\text{SO}_4}{10^3\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = 10{,}4\ \text{kg H}_2\text{SO}_4$$

8.60. En un experimento para estudiar el efecto de algunos factores sobre la velocidad de reacción, un estudiante pesó dos muestras diferentes de carbonato de calcio de 2,0 g cada una. Cada muestra fue colocada en un matraz sobre el plato de una balanza electrónica como se aprecia en la figura. La muestra 1 consta de grandes partículas de $CaCO_3$, mientras que la muestra 2 está formada por partículas mucho más pequeñas.



El estudiante añadió 100 mL de HCl 0,50 M a la muestra 1 y siguió la evolución de la masa a 18 °C como se muestra en la figura adjunta.



La reacción que tiene lugar es:

$$\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\ \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} + \text{CO}_2(\text{g})$$

Para la muestra 1 y suponiendo la reacción completa del carbonato de calcio, calcule:
a) El volumen, en litros, de CO_2 producido a 18 °C y 1 atm.
b) La variación total de masa.
c) La concentración de HCl que permanece en el matraz.
Con la muestra 2 se realiza un experimento similar.
d) Dibuje un esquema de la gráfica de variación de masa con el tiempo comparándola con la que se obtuvo para la muestra 1. Razone el motivo de este comportamiento.
e) Si el matraz es de 1 litro y se tapa tras la adición de HCl, calcule la presión en el interior del matraz tras la desaparición del carbonato de calcio. Suponga que la temperatura se mantiene constante.

(Murcia 2007)

a) La cantidad de CO_2 que se obtiene es:

$$2{,}0\ \text{g CaCO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol CaCO}_3}{100{,}1\ \text{g CaCO}_3} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol CaCO}_3} = 0{,}020\ \text{mol CO}_2$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}020\ \text{mol CO}_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (18 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 0{,}48\ \text{L CO}_2$$

b) La pérdida de masa que se registra en el sistema se corresponde con la masa de CO_2 desprendido:

$$0{,}020\ \text{mol CO}_2 \cdot \frac{44{,}0\ \text{g CO}_2}{1\ \text{mol CO}_2} = 0{,}88\ \text{g CO}_2$$

c) La cantidad de HCl que se introducen en el matraz que contiene la muestra 1 es:

$$100\ \text{mL HCl } 0{,}50\ \text{M} \cdot \frac{0{,}50\ \text{mol HCl}}{10^3\ \text{mL HCl } 0{,}50\ \text{M}} = 0{,}050\ \text{mol HCl}$$

Relacionando $CaCO_3$ y HCl se obtiene la cantidad de HCl que se consume en la reacción:

$$0{,}020\ \text{mol } CaCO_3 \cdot \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol } CaCO_3} = 0{,}040\ \text{mol HCl}$$

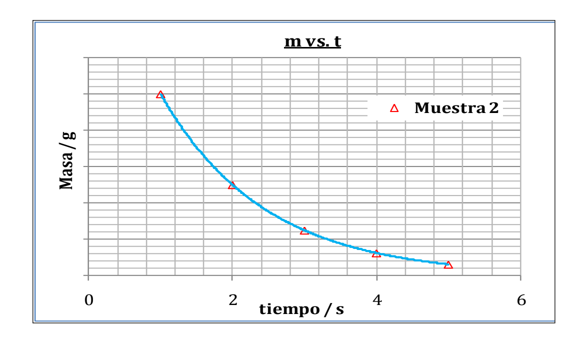
La cantidad de HCl que queda sin reaccionar al final del proceso es:

$$0{,}050\ \text{mol HCl (inicial)} - 0{,}040\ \text{mol HCl (gastado)} = 0{,}010\ \text{mol HCl (exceso)}$$

Considerando que no existe variación de volumen en la reacción, la concentración de la disolución de HCl sobrante es:

$$\frac{0{,}010\ \text{mol HCl}}{100\ \text{mL disolución HCl}} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución HCl}}{1\ \text{L disolución HCl}} = 0{,}10\ \text{mol L}^{-1}$$

d) La imagen de la derecha muestra la variación de que experimenta la masa del sistema con el tiempo. Comparada la correspondiente al matraz 1 se observa que pendiente de la curva es mayor lo cual quiere decir que como la muestra 2 se encuentra más finamente pulverizada (mayor superficie específica) la reacción con HCl será más rápida.



e) Suponiendo comportamiento ideal, y despreciando el volumen ocupado por la disolución resultante, la presión en el interior del matraz se debe al CO_2 generado:

$$p = \frac{0{,}020\ \text{mol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (18 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{L}} = 0{,}48\ \text{atm}$$

8.61. El antimonio tiene una creciente importancia en la industria de semiconductores, en la producción de diodos y de detectores de infrarrojos. Compuestos de antimonio en forma de óxidos, sulfuros, antimoniatos y halogenuros se emplean en la fabricación de materiales resistentes al fuego, esmaltes, vidrios, pinturas y cerámicas. El trióxido de antimonio es el más importante y se usa principalmente como retardante de llama. Estas aplicaciones como retardantes de llama comprenden distintos mercados como ropa, juguetes o cubiertas de asientos. El metal antimonio se puede obtener a partir de Sb_4O_6 por reacción con carbono, según la siguiente ecuación química:

$$Sb_4O_6(s) + 6\ C(grafito) \rightarrow 4\ Sb(s) + 6\ CO(g)$$

a) Si se utilizan 125 g de C y 300 g de Sb_4O_6, ¿qué cantidad de Sb metálico se obtiene, si el rendimiento de la reacción es del 80,0 %?
b) ¿Qué cantidad de mineral de antimonio del 75,0 % de riqueza en Sb_4O_6 es necesario consumir para que se desprendan 28,0 L de CO (g) medidos a 740 mmHg y 40 °C?

(Murcia 2007)

a) Al existir cantidades iniciales de ambos reactivos se debe determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. El número de moles de cada uno de los reactivos es:

$$\left.\begin{array}{r} 125\ \text{g C} \cdot \dfrac{1\ \text{mol C}}{12\ \text{g C}} = 10{,}4\ \text{mol C} \\ 300\ \text{g } Sb_4O_6 \cdot \dfrac{1\ \text{mol } Sb_4O_6}{583{,}2\ \text{g } Sb_4O_6} = 0{,}514\ \text{mol } Sb_4O_6 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{10{,}4\ \text{mol C}}{0{,}514\ \text{mol } Sb_4O_6} = 20{,}2$$

Como la relación molar es mayor que 6 quiere decir que sobra C, por lo que Sb_4O_6 es el reactivo limitante que determina las cantidades de productos que se forman.

Relacionando Sb_4O_6 con Sb y teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso es del 80,0 %:

$$0{,}514\ \text{mol} \cdot \frac{4\ \text{mol Sb}}{1\ \text{mol Sb}_4\text{O}_6} \cdot \frac{121{,}8\ \text{g Sb}}{1\ \text{mol Sb}} \cdot \frac{80{,}0\ \text{g Sb (real)}}{100\ \text{g Sb (teórico)}} = 200\ \text{g Sb}$$

b) Suponiendo comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{740\ \text{mmHg} \cdot (28{,}0\ \text{L CO})}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (40 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 1{,}06\ \text{mol CO}$$

Relacionando CO con el mineral y teniendo en cuenta que este tiene una riqueza del 75,0 %:

$$1{,}06\ \text{mol CO} \cdot \frac{1\ \text{mol Sb}_4\text{O}_6}{6\ \text{mol CO}} \cdot \frac{583{,}2\ \text{g Sb}_4\text{O}_6}{1\ \text{mol Sb}_4\text{O}_6} \cdot \frac{100\ \text{g mineral}}{75{,}0\ \text{g Sb}_4\text{O}_6} = 137\ \text{g mineral}$$

8.62. El óxido de cobre(II) y el óxido de hierro(III) pueden reducirse con hidrógeno gaseoso y formar el metal y agua.
a) Formule y ajuste cada una de las reacciones de reducción.
b) Se hacen reaccionar con hidrógeno gaseoso 27,1 g de una mezcla de los óxidos anteriores y se obtienen 7,70 g de agua. ¿Cuál es la composición centesimal de la mezcla?

(Baleares 2007)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones propuestas son:

$$\text{CuO(s)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{Cu(s)} + \text{H}_2\text{O(g)}$$

$$\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)} + 3\ \text{H}_2\text{(g)} \rightarrow 2\ \text{Fe(s)} + 3\ \text{H}_2\text{O(g)}$$

b) La cantidad de H_2O que se obtiene en ambas reacciones es:

$$7{,}70\ \text{g H}_2\text{O} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}} = 0{,}428\ \text{mol H}_2\text{O}$$

Llamando x e y a las masas de Fe_2O_3 y CuO contenidas en la mezcla y relacionando estas cantidades con el H_2O producida:

$$x\ \text{g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}{159{,}8\ \text{g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{3\ \text{mol H}_2\text{O}}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3} + \ \text{g CuO} \cdot \frac{1\ \text{mol CuO}}{79{,}5\ \text{g CuO}} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{1\ \text{mol CuO}} = 0{,}428\ \text{mol H}_2\text{O}$$

Relacionando las masas de Fe_2O_3 y CuO con la mezcla:

$$x\ \text{g Fe}_2\text{O}_3 + y\ \text{g CuO} = 27{,}1\ \text{g mezcla}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 14{,}0\ \text{g Fe}_2\text{O}_3 \qquad y = 13{,}1\ \text{g CuO}$$

Expresando el resultando en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{14{,}0\ \text{g Fe}_2\text{O}_3}{27{,}1\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 51{,}7\ \%\ \text{Fe}_2\text{O}_3$$

$$\frac{13{,}1\ \text{g CuO}}{27{,}1\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 48{,}3\ \%\ \text{CuO}$$

8.63. El bromo se puede obtener en el laboratorio por reacción entre el bromuro de potasio, el ácido sulfúrico y el óxido de manganeso(IV), de acuerdo con la ecuación:

$$2\ \text{KBr} + \text{MnO}_2 + 3\ \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\ \text{KHSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + 2\ \text{H}_2\text{O}$$

Calcule:

a) La cantidad, en gramos, de H_2SO_4 del 60,0 % de riqueza en peso que se necesita para obtener 60,0 g de Br_2.

b) Si se hacen reaccionar 6,372 g de KBr con 11,42 g de H_2SO_4 del 60,0 % de riqueza en peso, en presencia de exceso de dióxido de manganeso, demuestre cuál de los compuestos es el reactivo limitante.

(Cádiz 2007)

a) Relacionando Br_2 con H_2SO_4:

$$60{,}0\ \text{g Br}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol Br}_2}{159{,}8\ \text{g Br}_2} \cdot \frac{3\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol Br}_2} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} = 111\ \text{g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 de riqueza 60,0 %:

$$111\ \text{g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 60{,}0\ \%}{60{,}0\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = 185\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 60{,}0\ \%$$

b) La cantidad de cada uno de los reactivos es:

$$6{,}372\ \text{g KBr} \cdot \frac{1\ \text{mol KBr}}{119{,}1\ \text{g KBr}} = 5{,}350 \cdot 10^{-2}\ \text{mol KBr}$$

$$11{,}42\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 60{,}0\ \% \cdot \frac{60{,}0\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 60{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = 6{,}98 \cdot 10^{-2}\ \text{mol H}_2\text{SO}_4$$

La relación molar entre ambos es:

$$\frac{6{,}98 \cdot 10^{-2}\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{5{,}350 \cdot 10^{-2}\ \text{mol KBr}} = 1{,}30$$

Como la relación molar es menor que 1,5 quiere decir que sobra KBr, por lo que H_2SO_4 es el reactivo limitante.

8.64. Un pesticida contiene entre otras sustancias, sulfato de talio. Al disolver una muestra de 10,20 g del pesticida en agua y añadir yoduro de sodio se obtiene un precipitado de 0,1964 g de yoduro de talio. La reacción que se produce es:

$$\text{Tl}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\ \text{NaI}(\text{aq}) \rightarrow 2\ \text{TlI}(\text{s}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}).$$

a) ¿Cuál es el porcentaje en masa de Tl_2SO_4 en la muestra original?

b) ¿Cuántos moles de NaI son necesarios para precipitar tod el talio de la muestra?

c) ¿Cuántos litros de una disolución conteniendo 20,0 mg L^{-1} de talio pueden prepararse con 250 g del pesticida?

(Córdoba 2007)

a) La cantidad de TlI que precipita proporciona la de Tl_2SO_4 contenida en el pesticida:

$$\frac{0{,}1964\ \text{g TlI}}{10{,}20\ \text{g pesticida}} \cdot \frac{1\ \text{mol TlI}}{331{,}3\ \text{g TlI}} \cdot \frac{1\ \text{mol Tl}_2\text{SO}_4}{2\ \text{mol TlI}} \cdot \frac{504{,}8\ \text{g Tl}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol Tl}_2\text{SO}_4} \cdot 100 = 1{,}468\ \%\ \text{Tl}_2\text{SO}_4$$

b) Relacionando TlI con NaI se obtiene la cantidad de este necesaria para la precipitación:

$$0{,}1964\ \text{g TlI} \cdot \frac{1\ \text{mol TlI}}{331{,}3\ \text{g TlI}} \cdot \frac{2\ \text{mol NaI}}{2\ \text{mol TlI}} = 5{,}928 \cdot 10^{-4}\ \text{mol NaI}$$

c) La cantidad de talio que contiene el pesticida es:

$$250\ \text{g pesticida} \cdot \frac{1{,}47\ \text{g}\ Tl_2SO_4}{100\ \text{g pesticida}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Tl_2SO_4}{504{,}8\ \text{g}\ Tl_2SO_4} \cdot \frac{2\ \text{mol Tl}}{1\ \text{mol}\ Tl_2SO_4} \cdot \frac{204{,}4\ \text{g Tl}}{1\ \text{mol Tl}} = 2{,}98\ \text{g Tl}$$

Relacionando la cantidad de Tl que contiene el pesticida con la disolución a preparar:

$$2{,}98\ \text{g Tl} \cdot \frac{10^3\ \text{mg Tl}}{1\ \text{g Tl}} \cdot \frac{1\ \text{L disolución}}{20{,}0\ \text{mg Tl}} = 149\ \text{L disolución}$$

8.65. Se introducen en un recipiente de 2,5 L de capacidad y a 625 °C; 0,476 g de I_2(g) y 0,068 g de H_2(g). Calcule:
a) La presión total en el momento inicial de mezclado.
Se sabe que en este caso quedan sin reaccionar 0,158 g de I_2(g). Calcule:
b) Las cantidades, en moles, de las especies presentes en el momento de la reacción.
c) Las presiones parciales de las especies presentes en el momento de la reacción.

(Castilla y León 2007)

a) Las cantidades de sustancias que forman la mezcla inicial son:

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}476\ \text{g}\ I_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ I_2}{254{,}0\ \text{g}\ I_2} = 1{,}87 \cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ I_2 \\ \\ 0{,}068\ \text{g}\ H_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2}{2{,}0\ \text{g}\ H_2} = 3{,}4 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ H_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad n_t = 3{,}6 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por la mezcla gaseosa inicial es:

$$p = \frac{(3{,}6 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (625 + 273{,}15)\ \text{K}}{2{,}5\ \text{L}} = 1{,}1\ \text{atm}$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre I_2 y H_2 es:

$$I_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2\ HI(g)$$

La cantidad de I_2 que queda sin reaccionar de I_2:

$$0{,}158\ \text{g}\ I_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ I_2}{253{,}8\ \text{g}\ I_2} = 6{,}23 \cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ I_2$$

La cantidad de H_2que reacciona de H_2:

$$6{,}23 \cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ I_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2}{1\ \text{mol}\ I_2} = 6{,}23 \cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ H_2$$

La cantidad de H_2que queda sin reaccionar es:

$$3{,}4 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ H_2\ \text{(inicial)} - 6{,}23 \cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ H_2\ \text{(reaccionado)} = 3{,}3 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ H_2\ \text{(exceso)}$$

La cantidad de HI que se forma es:

$$6{,}23 \cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ I_2 \cdot \frac{2\ \text{mol HI}}{1\ \text{mol}\ I_2} = 1{,}25 \cdot 10^{-3}\ \text{mol HI}$$

c) Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por cada especie es:

$$p_{I_2} = \frac{(6{,}23 \cdot 10^{-4}\ \text{mol}) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (625 + 273{,}15)\ \text{K}}{2{,}5\ \text{L}} = 0{,}018\ \text{atm}$$

$$p_{H_2} = \frac{(3{,}3 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (625 + 273{,}15)\ \text{K}}{2{,}5\ \text{L}} = 0{,}97\ \text{atm}$$

$$p_{HI} = \frac{(1{,}2 \cdot 10^{-3}\ \text{mol}) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (625 + 273{,}15)\ \text{K}}{2{,}5\ \text{L}} = 0{,}035\ \text{atm}$$

8.66. La tostación (calentamiento en atmósfera de aire con O_2) de sulfuros es la primera etapa para la obtención de algunos elementos químicos metálicos y de ácido sulfúrico. Cuando se utiliza como materia prima la pirita de hierro, FeS_2, la reacción química de tostación conduce a la formación de Fe_2O_3 y SO_2 principalmente. Conteste a las siguientes cuestiones poniendo en todas ellas las reacciones ajustadas de los procesos que intervienen.
a) Determine la cantidad de hierro que se puede obtener cuando se reducen con carbón, en las condiciones adecuadas, los 25 g de trióxido de dihierro obtenido en el proceso de tostación, si el rendimiento de este proceso de reducción es del 80 %.
Cuando el dióxido de azufre se utiliza para la preparación de ácido sulfúrico, hay que oxidarlo con el oxígeno (O_2) del aire, en presencia de catalizadores y a temperatura de 450 °C, para obtener trióxido de azufre, que después se recoge sobre agua obteniéndose una disolución de ácido sulfúrico.
b) Halle la concentración molar de la disolución de H_2SO_4 obtenida si en la valoración de 25 cm^3 de tal disolución se gastaron 40 cm^3 de hidróxido de sodio 0,1 M.
c) Calcule el rendimiento del proceso de tostación si la cantidad de pirita utilizada fue de 100 g.
Suponiendo que el rendimiento del proceso de tostación es el mismo respecto a la obtención de dióxido de azufre:
d) Calcule el volumen de agua sobre el que se recogió (reaccionó) el trióxido de azufre, si el rendimiento de la oxidación con el aire es del 50 %.

(Castilla y León 2007)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reducción de Fe_2O_3 con C es:

$$2\ Fe_2O_3(s) + 3\ C(s) \rightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

Relacionando Fe_2O_3 con Fe:

$$25\ \text{g}\ Fe_2O_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Fe_2O_3}{159{,}6\ \text{g}\ Fe_2O_3} \cdot \frac{2\ \text{mol Fe}}{1\ \text{mol}\ Fe_2O_3} \cdot \frac{55{,}8\ \text{g Fe}}{1\ \text{mol Fe}} \cdot \frac{80\ \text{g Fe (real)}}{100\ \text{g Fe (teórico)}} = 14\ \text{g Fe}$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NaOH es:

$$H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

Relacionando NaOH con H_2SO_4:

$$\frac{40\ \text{cm}^3\ \text{NaOH 0,1 M}}{25\ \text{cm}^3\ H_2SO_4} \cdot \frac{0{,}1\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{cm}^3\ \text{NaOH 0,1 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ H_2SO_4}{2\ \text{mmol NaOH}} = 0{,}08\ \text{mol L}^{-1}$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la tostación de la pirita es:

$$4\ FeS_2(s) + 11\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s) + 8\ SO_2(g)$$

Relacionando pirita con Fe_2O_3:

$$100\ \text{g}\ FeS_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ FeS_2}{119{,}8\ \text{g}\ FeS_2} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ Fe_2O_3}{4\ \text{mol}\ FeS_2} \cdot \frac{159{,}6\ \text{g}\ Fe_2O_3}{1\ \text{mol}\ Fe_2O_3} = 66{,}6\ \text{g}\ Fe_2O_3$$

El rendimiento del proceso de tostación es:

$$\eta = \frac{25\ \text{g}\ Fe_2O_3\ \text{(real)}}{66{,}6\ \text{g}\ Fe_2O_3\ \text{(teórico)}} \cdot 100 = 38\ \%$$

d) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la obtención de H_2SO_4 son:

$$2\ SO_2(aq) + O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$$

$$SO_3(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(aq)$$

La ecuación global es:

$$SO_2(g) + ½\ O_2(g) + H_2O(l) \rightarrow H_2SO_4(aq)$$

Relacionando H_2O con Fe_2O_3 teniendo en cuenta un rendimiento del 50 % para el proceso de oxidación:

$$x \text{ mol } H_2O \cdot \frac{100 \text{ mol } H_2O \text{ (teórico)}}{50 \text{ mol } H_2O \text{ (real)}} \cdot \frac{1 \text{ mol } SO_2}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol } Fe_2O_3}{8 \text{ mol } SO_2} \cdot \frac{159{,}6 \text{ g } Fe_2O_3}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} = 25 \text{ g } Fe_2O_3$$

Se obtiene, $x = 0{,}31$ mol H_2O.

Considerando para el H_2O una densidad de 1,0 g cm^{-3}, el volumen gastado es:

$$0{,}31 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{18{,}0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ } H_2O}{1{,}0 \text{ g } H_2O} = 5{,}6 \text{ cm}^3 \text{ } H_2O$$

8.67. Para alimentar las calderas de una industria, se utiliza carbón que contiene 80,0 % de carbono y 3,0 % de azufre. Si el consumo de carbón es 4,00 t $día^{-1}$ y los gases emitidos son 2.000 m^3 h^{-1}, calcule:
a) La concentración de partículas en el gas de emisión, expresada en mg m^{-3}, si un 3,0 % del contenido inicial en carbono del carbón se emite en forma de partículas inquemadas.
b) El contenido en SO_2 en los gases de emisión, expresado en mg m^{-3}.
c) ¿Qué rendimiento tendría que exigirse al sistema de depuración de SO_2 si la normativa medioambiental limitase las emisiones del mismo a un máximo de 500 mg m^{-3}?
d) Si para depurar los gases se opta por tratarlos con caliza para transformarlos en sulfato de calcio según la reacción:

$$CaCO_3 + SO_2 + ½\ O_2 \rightarrow CaSO_4 + CO_2$$

¿qué cantidad estequiométrica anual de caliza, expresada en toneladas, se necesita para eliminar las emisiones de SO_2, si se dispone de una caliza del 83 % de riqueza en carbonato de calcio?
e) ¿Qué cantidad de sulfato de calcio, expresada en toneladas, se retirará anualmente si el mismo contiene un 30 % en masa de humedad?

(Castilla y León 2007)

a) Las cantidades de C y S contenidas en el carbón son, respectivamente:

$$\frac{4{,}00 \text{ t carbón}}{\text{día}} \cdot \frac{10^6 \text{ g carbón}}{1 \text{ t carbón}} \cdot \frac{80{,}0 \text{ g C}}{100 \text{ g carbón}} = 3{,}20 \cdot 10^6 \frac{\text{g C}}{\text{día}}$$

$$\frac{4{,}00 \text{ t carbón}}{\text{día}} \cdot \frac{10^6 \text{ g carbón}}{1 \text{ t carbón}} \cdot \frac{3{,}0 \text{ g S}}{100 \text{ g carbón}} = 1{,}2 \cdot 10^5 \frac{\text{g S}}{\text{día}}$$

El caudal diario de gas emitido es:

$$\frac{2.000 \text{ m}^3 \text{ gas}}{\text{h}} \cdot \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ día}} = 4{,}800 \cdot 10^4 \frac{\text{m}^3 \text{ gas}}{\text{día}}$$

La cantidad de C emitido sin quemar por día es:

$$\frac{3{,}20 \cdot 10^6 \text{ g C}}{\text{día}} \cdot \frac{3{,}0 \text{ g C (sin quemar)}}{100 \text{ g C (total)}} = 9{,}6 \cdot 10^4 \frac{\text{g C}}{\text{día}}$$

La concentración diaria de partículas de C sin quemar en el gas de emisión es:

$$\frac{9{,}6\cdot10^4\ \dfrac{\text{g C}}{\text{día}}\cdot\dfrac{10^3\ \text{mg C}}{1\ \text{g C}}}{4{,}800\cdot10^4\ \dfrac{\text{m}^3\ \text{gas}}{\text{día}}}=2{,}0\cdot10^3\ \frac{\text{mg C}}{\text{m}^3\ \text{gas}}$$

b) Suponiendo que todo el SO_2 procede del S contenido en el carbón:

$$\frac{1{,}2\cdot10^5\ \text{g S}}{\text{día}}\cdot\frac{1\ \text{mol S}}{32{,}1\ \text{g S}}\cdot\frac{1\ \text{mol SO}_2}{1\ \text{mol S}}\cdot\frac{64{,}1\ \text{g SO}_2}{1\ \text{mol SO}_2}=2{,}4\cdot10^5\ \frac{\text{g SO}_2}{\text{día}}$$

La concentración diaria de SO_2 en el gas de emisión es:

$$\frac{2{,}4\cdot10^5\ \dfrac{\text{g SO}_2}{\text{día}}\cdot\dfrac{10^3\ \text{mg SO}_2}{1\ \text{g SO}_2}}{4{,}8\cdot10^4\ \dfrac{\text{m}^3\ \text{gas}}{\text{día}}}=5{,}0\cdot10^3\ \frac{\text{mg SO}_2}{\text{m}^3\ \text{gas}}$$

c) La cantidad de SO_2 a eliminar del gas emitido para cumplir la normativa medioambiental es:

$$5{,}0\cdot10^3\ \frac{\text{mg SO}_2\ \text{(total)}}{\text{m}^3\ \text{gas}}-5{,}00\cdot10^2\ \frac{\text{mg SO}_2\ \text{(normativa)}}{\text{m}^3\ \text{gas}}=4{,}5\cdot10^3\ \frac{\text{mg SO}_2\ \text{(eliminado)}}{\text{m}^3\ \text{gas}}$$

El rendimiento del proceso de eliminación de SO_2 es:

$$\frac{4{,}5\cdot10^3\ \dfrac{\text{mg SO}_2\ \text{(eliminado)}}{\text{m}^3\ \text{gas}}}{5{,}0\cdot10^3\ \dfrac{\text{mg SO}_2\ \text{(total)}}{\text{m}^3\ \text{gas}}}\cdot100=90\ \%$$

d) La cantidad total de SO_2 a eliminar del gas emitido en un año es:

$$4{,}5\cdot10^3\ \frac{\text{mg SO}_2}{\text{m}^3\ \text{gas}}\cdot\frac{2.000\ \text{m}^3\ \text{gas}}{\text{h}}\cdot\frac{24\ \text{h}}{\text{día}}\cdot\frac{365\ \text{día}}{\text{año}}\cdot\frac{1\ \text{g SO}_2}{10^3\ \text{mg SO}_2}=7{,}9\cdot10^7\ \frac{\text{g SO}_2}{\text{año}}$$

Relacionando SO_2 con $CaCO_3$:

$$\frac{7{,}9\cdot10^7\ \text{g SO}_2}{\text{año}}\cdot\frac{1\ \text{mol SO}_2}{64{,}1\ \text{g SO}_2}\cdot\frac{1\ \text{mol CaCO}_3}{1\ \text{mol SO}_2}\cdot\frac{100{,}1\ \text{g CaCO}_3}{1\ \text{mol CaCO}_3}\cdot\frac{1\ \text{t CaCO}_3}{10^6\ \text{g CaCO}_3}=1{,}2\cdot10^2\ \frac{\text{t CaCO}_3}{\text{año}}$$

Como se dispone de una caliza con una riqueza del 83 % en $CaCO_3$:

$$\frac{1{,}2\cdot10^2\ \text{t CaCO}_3}{\text{año}}\cdot\frac{100\ \text{t caliza}}{83\ \text{t CaCO}_3}=1{,}4\cdot10^2\ \frac{\text{t caliza}}{\text{año}}$$

e) Relacionando SO_2 con $CaSO_4$:

$$\frac{7{,}9\cdot10^7\ \text{g SO}_2}{\text{año}}\cdot\frac{1\ \text{mol SO}_2}{64{,}1\ \text{g SO}_2}\cdot\frac{1\ \text{mol CaSO}_4}{1\ \text{mol SO}_2}\cdot\frac{136{,}2\ \text{g CaSO}_4}{1\ \text{mol CaSO}_4}\cdot\frac{1\ \text{t CaSO}_4}{10^6\ \text{g CaSO}_4}=1{,}7\cdot10^2\ \frac{\text{t CaSO}_4}{\text{año}}$$

Como la sustancia contiene un 30 % de humedad:

$$\frac{1{,}7\cdot10^2\ \text{t CaSO}_4\text{(seco)}}{\text{año}}\cdot\frac{130\ \text{t CaSO}_4\ \text{(húmedo)}}{100\ \text{t CaSO}_4\ \text{(seco)}}=2{,}2\cdot10^2\ \frac{\text{t CaSO}_4\ \text{(húmedo)}}{\text{año}}$$

(Problema similar al propuesto en Castilla y León 2005).

8.68. Los mineros del siglo pasado iluminaban las galerías quemando acetileno (etino). Esta sustancia se obtenía in situ por reacción del carburo de calcio, CaC_2, con agua según la siguiente reacción:

$$CaC_2(s) + 2\,H_2O(l) \rightarrow C_2H_2(g) + Ca(OH)_2(aq)$$

Calcule la pureza de una muestra de CaC_2 sabiendo que al tratar 2,056 g de CaC_2 con agua, se obtienen 656 cm^3 de acetileno, medido sobre agua a 22 °C y 748 mmHg.

(Dato. Presión de vapor del agua a 22 °C = 19,8 mmHg)

(Preselección Valencia 2007)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas seco es:

$$n = \frac{(748-19{,}8)\ \text{mmHg}\cdot 656\ \text{cm}^3}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(22+273{,}15)\ \text{K}}\cdot\frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}}\cdot\frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{cm}^3} = 2{,}60\cdot 10^{-2}\ \text{mol C}_2\text{H}_2$$

Relacionando el C_2H_2 producido con la muestra se obtiene su riqueza en CaC_2:

$$\frac{2{,}60\cdot 10^{-2}\ \text{mol C}_2\text{H}_2}{2{,}056\ \text{g muestra}}\cdot\frac{1\ \text{mol CaC}_2}{1\ \text{mol C}_2\text{H}_2}\cdot\frac{64{,}1\ \text{g CaC}_2}{1\ \text{mol CaC}_2}100 = 80{,}9\ \%\ \text{CaC}_2$$

8.69. Cierta empresa compra 5.000 kg de cinc con el fin de usarlo para galvanizar una partida de hierro con objeto de evitar su corrosión. Para determinar la riqueza del cinc adquirido se tomaron 50,00 g del mismo y se trataron con ácido clorhídrico de riqueza 37,0 % en peso y densidad 1,110 g cm^{-3}, consumiéndose 126 cm^3 de dicho ácido. Calcule:

a) La molaridad de la disolución de HCl utilizada.

b) El porcentaje de cinc en la muestra.

c) El volumen de hidrógeno obtenido en el ensayo analítico, medido a 25 °C y 740 mmHg.

Nota. La ecuación correspondiente a la reacción entre ácido clorhídrico y cinc es:

$$Zn(s) + 2\,HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

(Preselección Valencia 2007)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución de HCl, la molaridad de la misma es:

$$\frac{37{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl }37{,}0\ \%}\cdot\frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}}\cdot\frac{1{,}11\ \text{g HCl }37{,}0\ \%}{1\ \text{cm}^3\ \text{HCl }37{,}0\ \%}\cdot\frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{HCl }37{,}0\ \%}{1\ \text{L HCl }37{,}0\ \%} = 11{,}3\ \text{mol L}^{-1}$$

b) Relacionando el HCl consumido con la muestra se obtiene la riqueza de la misma:

$$126\ \text{cm}^3\ \text{HCl }37{,}0\ \%\cdot\frac{1{,}11\ \text{g HCl }37{,}0\ \%}{1\ \text{cm}^3\ \text{HCl }37{,}0\ \%}\cdot\frac{37{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl }37{,}0\ \%}\cdot\frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 1{,}42\ \text{mol HCl}$$

$$\frac{1{,}42\ \text{mol HCl}}{50{,}00\ \text{g muestra}}\cdot\frac{1\ \text{mol Zn}}{2\ \text{mol HCl}}\cdot\frac{65{,}4\ \text{g Zn}}{1\ \text{mol Zn}}\cdot 100 = 92{,}7\ \%\ \text{Zn}$$

c) Relacionando el HCl consumido con H_2:

$$126\ \text{cm}^3\ \text{HCl }37{,}0\ \%\cdot\frac{1{,}11\ \text{g HCl }37{,}0\ \%}{1\ \text{cm}^3\ \text{HCl }37{,}0\ \%}\cdot\frac{37{,}0\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl }37{,}0\ \%}\cdot\frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}}\cdot\frac{1\ \text{mol H}_2}{2\ \text{mol HCl}} = 0{,}709\ \text{mol H}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}709\ \text{mol H}_2)\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}{740\ \text{mmHg}}\cdot\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 17{,}8\ \text{L H}_2$$

8.70. Una muestra de 0,4278 g de un elemento metálico X de masa atómica relativa 139, del 93,0 % de riqueza, se disolvió totalmente en ácido clorhídrico concentrado del 32,14 % de riqueza en peso y densidad 1,16 g mL^{-1}. El hidrógeno desprendido se recogió sobre agua, a 17,5 °C y 735 mmHg, ocupando un volumen de 107 mL. (Las impurezas son inertes y no reaccionan con el ácido)
a) Calcule la fórmula empírica del cloruro de X.
b) ¿Qué volumen de disolución de ácido clorhídrico concentrado se consumió?
c) ¿Qué peso de cloruro metálico se formó?
(Dato. Presión de vapor del agua a 17,5 °C = 15,0 mmHg)

(Valencia 2007)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción entre el metal X y HCl es:

$$2\ \text{X(s)} + 2\ n\ \text{HCl(aq)} \rightarrow 2\ \text{XCl}_n\text{(aq)} + n\ \text{H}_2\text{(g)}$$

Para determinar la fórmula del cloruro, basta con calcular el valor de n, para lo que se necesita calcular previamente el número de moles de X y de H_2.

▪ Moles de X contenidos en la muestra metálica:

$$0{,}4278\ \text{g muestra} \cdot \frac{93{,}0\ \text{g X}}{100\ \text{g muestra}} \cdot \frac{1\ \text{mol X}}{139\ \text{g X}} = 2{,}86 \cdot 10^{-3}\ \text{mol X}$$

▪ Considerando comportamiento ideal, el número de moles de H_2 seco es:

$$n = \frac{(735 - 15{,}0)\ \text{mmHg} \cdot (107\ \text{mL H}_2)}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (17{,}5 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 4{,}26 \cdot 10^{-3}\ \text{mol H}_2$$

Relacionando H_2 con Cl:

$$4{,}26 \cdot 10^{-3}\ \text{mol H}_2 \cdot \frac{2n\ \text{mol HCl}}{n\ \text{mol H}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol HCl}} = 8{,}52 \cdot 10^{-3}\ \text{mol Cl}$$

La relación entre los moles de Cl y los de X proporciona la fórmula empírica del cloruro metálico:

$$\frac{8{,}52 \cdot 10^{-3}\ \text{mol Cl}}{2{,}86 \cdot 10^{-3}\ \text{mol X}} \approx 3\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}} \quad \rightarrow \quad \text{Fórmula empírica: XCl}_3$$

b) Relacionando H_2 con HCl:

$$4{,}26 \cdot 10^{-3}\ \text{mol H}_2 \cdot \frac{2n\ \text{mol HCl}}{n\ \text{mol H}_2} \cdot \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = 0{,}311\ \text{g HCl}$$

Como se dispone de disolución de riqueza 32,14 %:

$$0{,}311\ \text{g HCl} \cdot \frac{100\ \text{g HCl}\ 32{,}14\ \%}{32{,}14\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl}\ 32{,}14\ \%}{1{,}16\ \text{g HCl}\ 32{,}14\ \%} = 0{,}834\ \text{mL HCl}\ 32{,}14\ \%$$

c) Relacionando X con XCl_3:

$$2{,}86 \cdot 10^{-3}\ \text{mol X} \cdot \frac{1\ \text{mol XCl}_3}{1\ \text{mol X}} \cdot \frac{245{,}5\ \text{g XCl}_3}{1\ \text{mol XCl}_3} = 0{,}702\ \text{g XCl}_3$$

8.71. Una muestra de 2,5 g de una mezcla de cloruro de amonio y un cloruro alcalino se divide en dos partes iguales. Una de ellas se trata con nitrato de plata 0,100 M y el cloruro de plata formado se lava, seca y pesa 3,28 g. La otra parte se trata con una disolución de hidróxido de sodio al 30 % m/v y, como consecuencia, se desprenden 236 mL de amoníaco, medidos a 25 °C y 734 mmHg. Calcule:
a) La composición de la mezcla.
b) ¿De qué cloruro alcalino se trata?

(Murcia 2008)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_4Cl y NaOH es:

$$NH_4Cl(s) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + NH_3(g) + H_2O(l)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas obtenido es:

$$n = \frac{734 \text{ mmHg} \cdot (236 \text{ mL } NH_3)}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 9{,}40 \cdot 10^{-3} \text{ mol } NH_3$$

Relacionando NH_3 con la mezcla de cloruros:

$$\frac{9{,}40 \cdot 10^{-3} \text{ mol } NH_3}{1{,}25 \text{ g mezcla}} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_4Cl}{1 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{53{,}5 \text{ g } NH_4Cl}{1 \text{ mol } NH_4Cl} \cdot 100 = 40{,}2 \text{ \% } NH_4Cl$$

El resto de la mezcla, (100 – 40,2) % = 50,8 % es cloruro alcalino.

b) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones entre los cloruros componentes de la mezcla y el $AgNO_3$ son:

▪ para NH_4Cl:

$$NH_4Cl(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgCl(s) + NH_4NO_3(aq)$$

▪ para el cloruro alcalino, XCl:

$$XCl(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgCl(s) + XNO_3(aq)$$

Relacionando ambos cloruros con el AgCl:

$$9{,}40 \cdot 10^{-3} \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_4Cl}{1 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol } NH_4Cl} = 9{,}40 \cdot 10^{-3} \text{ mol AgCl}$$

$$1{,}25 \text{ g muestra} \cdot \frac{59{,}8 \text{ g XCl}}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol XCl}}{M \text{ g XCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol XCl}} = \frac{0{,}751}{M} \text{ mol AgCl}$$

Se puede escribir la siguiente ecuación que permite determinar la masa molar del cloruro alcalino e identificarlo:

$$\left(9{,}40 \cdot 10^{-3} + \frac{0{,}751}{M}\right) \text{ mol AgCl} \cdot \frac{143{,}4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 3{,}28 \text{ g AgCl}$$

Se obtiene, $M = 55{,}8 \text{ g mol}^{-1}$. El valor de masa molar del cloruro alcalino que más se aproxima a la obtenida es 58,5 g mol^{-1} que corresponde al NaCl.

8.72. Se dispone de 1.200 L de agua ($\rho = 1{,}00$ g mL^{-1}) y de 1.000 kg de carburo de aluminio, Al_4C_3, de una pureza del 91,3 %.

a) Determine el reactivo limitante en la reacción de obtención de metano:

$$Al_4C_3 + 12\ H_2O \rightarrow 3\ CH_4 + 4\ Al(OH)_3$$

b) Calcule el volumen de metano que se puede obtener a una temperatura de 16 °C y 736 mmHg, suponiendo una pérdida del 1,80 % del gas producido.

c) Calcule el volumen de aire necesario para la combustión del metano en las condiciones mencionadas.

(Dato. Porcentaje de O_2 en el aire = 21,0 % en volumen)

(Córdoba 2008)

a) La cantidad de cada reactivo es:

$$1.200\ \text{L}\ H_2O \cdot \frac{10^3\ \text{mL}\ H_2O}{1\ \text{L}\ H_2O} \cdot \frac{1{,}00\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mL}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} = 6{,}67 \cdot 10^4\ \text{mol}\ H_2O$$

$$1.000\ \text{kg}\ Al_4C_3 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ Al_4C_3}{1\ \text{kg}\ Al_4C_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Al_4C_3}{144{,}0\ \text{g}\ Al_4C_3} = 6{,}94 \cdot 10^3\ \text{mol}\ Al_4C_3$$

$$\rightarrow \frac{6{,}67 \cdot 10^4\ \text{mol}\ H_2O}{6{,}94 \cdot 10^3\ \text{mol}\ Al_4C_3} = 10$$

como la relación molar es menor que 12 quiere decir que queda Al_4C_3 sin reaccionar, por lo que el H_2O es el reactivo limitante que determina la cantidad de CH_4 que se obtiene.

b) Relacionando H_2O con CH_4 y teniendo en cuenta que se pierde el 1,80 % del CH_4:

$$6{,}67 \cdot 10^4\ \text{mol}\ H_2O \cdot \frac{3\ \text{mol}\ CH_4}{12\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{(100-1{,}80)\ \text{mol}\ CH_4\ \text{(real)}}{100\ \text{mol}\ CH_4\ \text{(teórico)}} = 1{,}64 \cdot 10^4\ \text{mol}\ CH_4$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1{,}64 \cdot 10^4\ \text{mol}\ CH_4) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (16+273{,}15)\ \text{K}}{736\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 4{,}00 \cdot 10^5\ \text{L}\ CH_4$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del CH_4 es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

Relacionando CH_4 con O_2:

$$1{,}64 \cdot 10^4\ \text{mol}\ CH_4 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ CH_4} = 3{,}28 \cdot 10^4\ \text{mol}\ O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(3{,}28 \cdot 10^4\ \text{mol}\ O_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (16+273{,}15)\ \text{K}}{736\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 8{,}00 \cdot 10^5\ \text{L}\ O_2$$

Relacionando O_2 con aire:

$$8{,}00 \cdot 10^5\ \text{L}\ O_2 \cdot \frac{100\ \text{L aire}}{21{,}0\ \text{L}\ O_2} = 3{,}81 \cdot 10^6\ \text{L aire}$$

(Problema similar al propuesto en Valencia 1998).

8.73. Se usa el término de roca caliza para nombrar a aquélla formada principalmente por carbonato de calcio. Normalmente son rocas de origen sedimentario formadas a partir de los depósitos de esqueletos carbonatados en los fondos de los océanos. Cuando tienen alta proporción de carbonato de magnesio se denominan dolomitas. La roca se disuelve lentamente en las aguas aciduladas por lo que el agua de lluvia, océanos y ríos (ligeramente ácidas) provoca la disolución de la caliza, creando un tipo de meteorización característica denominada kárstica o cárstica. En Asturias, en especial en la zona oriental, se pueden encontrar bellos ejemplos de estas formaciones cársticas. Las calizas tienen innumerables aplicaciones industriales siendo quizás la más importante la obtención de cemento.
Al laboratorio de la cementera de Aboño (Gijón) ha llegado una muestra de mineral calizo para determinar su riqueza en carbonato de calcio. Una muestra de 0,490 g se disuelve en 50,0 mL de HCl 0,150 M. Esto supone un exceso de ácido y este consume en una valoración 4,85 mL de NaOH 0,125 M.
a) ¿Cuál es el porcentaje de carbonato de calcio que contiene la muestra?
b) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se desprende, en condiciones estándar, al disolver los 0,490 g de muestra?
c) Describa el procedimiento experimental para valorar el exceso de HCl con NaOH. Señale razonadamente cuál será el indicador más adecuado como indicador del punto final de esta volumetría.

Indicador	Intervalo de viraje
Rojo de metilo	4,4-6,2
Azul de bromotimol	6,0-7,6
Fenolftaleína	8,2-9,8

(Asturias 2008)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a la reacción del HCl con NaOH y $CaCO_3$ son, respectivamente:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

$$2\ HCl(aq) + CaCO_3(s) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

▪ La cantidad total de HCl que reacciona con ambas bases es:

$$50,0\ \text{mL HCl}\ 0,150\ \text{M} \cdot \frac{0,150\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl}\ 0,150\ \text{M}} = 7,50\ \text{mmol HCl}$$

▪ La cantidad de HCl en exceso que reacciona con NaOH es:

$$4,85\ \text{mL NaOH}\ 0,125\ \text{M} \cdot \frac{0,125\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH}\ 0,125\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mmol NaOH}} = 6,06\ \text{mmol HCl}$$

▪ La cantidad de HCl que reacciona con $CaCO_3$ es:

$$7,50\ \text{mmol HCl (total)} - 6,06\ \text{mmol HCl (exceso)} = 6,89\ \text{mmol HCl (reaccionado)}$$

Relacionando HCl con $CaCO_3$:

$$6,89\ \text{mmol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CaCO_3}{2\ \text{mmol HCl}} \cdot \frac{100,1\ \text{mg}\ CaCO_3}{1\ \text{mmol}\ CaCO_3} = 345\ \text{mg}\ CaCO_3$$

Relacionando $CaCO_3$ con caliza se obtiene la riqueza:

$$\frac{345\ \text{mg}\ CaCO_3}{0,490\ \text{g caliza}} \cdot \frac{1\ \text{g caliza}}{10^3\ \text{g caliza}} \cdot 100 = 70,3\ \%\ CaCO_3$$

b) Relacionando $CaCO_3$ con CO_2:

$$345\ \text{mg}\ CaCO_3 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CaCO_3}{100,1\ \text{mg}\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CO_2}{1\ \text{mmol}\ CaCO_3} = 3,45\ \text{mmol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(3{,}45 \text{ mmol } CO_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{10^3 \text{ mmol}} = 0{,}0843 \text{ L } CO_2$$

c) Se coloca el NaOH(aq) en una bureta y se va añadiendo al matraz Erlenmeyer que contiene la disolución de HCl hasta que cambie de color el indicador ácido-base seleccionado.

La sustancia presente al final de la valoración es el cloruro de sodio, NaCl, que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

$$\text{NaCl(aq)} \rightarrow \text{Cl}^-\text{(aq)} + \text{Na}^+\text{(aq)}$$

- El ion Na^+, es el conjugado de la base fuerte NaOH por lo que no se hidroliza.
- El ion Cl^- es el conjugado del ácido fuerte HCl por lo que no se hidroliza.

La disolución resultante es neutra (pH = 7) ya que los únicos iones H_3O^+ y OH^- presentes en la misma los suministra el H_2O.

El indicador azul de bromotimol (6,0 – 7,6) es el que tiene una zona de viraje que incluye el pH del punto de equivalencia de la volumetría por lo que será el más apropiado para esta valoración.

8.74. A partir del sulfuro de calcio se obtiene sulfuro de hidrógeno según la reacción:

$$CaS + H_2O + CO_2 \rightarrow H_2S + CaCO_3$$

El sulfuro de hidrógeno obtenido se oxida para obtener azufre según la reacción:

$$H_2S + O_2 \rightarrow H_2O + S$$

a) ¿Qué cantidad de azufre puede obtenerse a partir de 500 kg de una muestra que contiene un 80,0 % de CaS?
b) ¿Qué volumen de aire, medido en c. n., es necesario utilizar para oxidar el sulfuro de hidrógeno procedente de la primera reacción? (Composición del aire: 20,0 % de oxígeno).

(Cádiz 2008)

a) Relacionando la muestra con CaS y con S:

$$500 \text{ kg muestra} \cdot \frac{10^3 \text{ g muestra}}{1 \text{ kg muestra}} \cdot \frac{80{,}0 \text{ g CaS}}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaS}}{72{,}2 \text{ g CaS}} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol CaS}} \cdot \frac{32{,}1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = 1{,}78 \cdot 10^5 \text{ g S}$$

b) Relacionando la muestra con H_2S:

$$500 \text{ kg muestra} \cdot \frac{10^3 \text{ g muestra}}{1 \text{ kg muestra}} \cdot \frac{80{,}0 \text{ g CaS}}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaS}}{72{,}2 \text{ g CaS}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2S}{1 \text{ mol CaS}} = 5{,}56 \cdot 10^3 \text{ mol } H_2S$$

Relacionando H_2S con O_2 y aire:

$$5{,}56 \cdot 10^3 \text{ mol } H_2S \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } H_2S} = 5{,}56 \cdot 10^3 \text{ mol } O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(5{,}56 \cdot 10^3 \text{ mol } O_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{20{,}0 \text{ L } O_2} = 6{,}23 \cdot 10^5 \text{ L aire}$$

8.75. El peróxido de hidrógeno puro es un líquido viscoso casi incoloro y extremadamente corrosivo. Normalmente se utiliza en disoluciones acuosas diluidas que hay que manejar con guantes y protección para los ojos.
El peróxido de hidrógeno puede actuar tanto como oxidante como reductor, aunque es más común su comportamiento como oxidante. No obstante, frente a oxidantes más fuertes que él actúa como reductor.
El peróxido de hidrógeno tiene una aplicación importante en la restauración de pinturas antiguas. Uno de los pigmentos blancos favoritos era un carbonato básico mixto de plomo, $Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$. Trazas de sulfuro de hidrógeno del ambiente hacen que este compuesto blanco se convierta en sulfuro de plomo(II) negro, con lo que la pintura oscurece. La aplicación de peróxido de hidrógeno oxida este sulfuro a sulfato de plomo(II) blanco, con lo que se restaura el color correcto de la pintura.
En medio ácido, el anión dicromato oxida el peróxido de hidrógeno a oxígeno gaseoso reduciéndose a Cr(III) y se convierte en oxígeno molecular. La ecuación química ajustada correspondiente al proceso es:

$$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 8\,H^+(aq) + 3\,H_2O_2(l) \longrightarrow 2\,Cr^{3+}(aq) + 3\,O_2(g) + 7\,H_2O(l)$$

Se tratan 100 mL de una disolución 2,0 M de dicromato de potasio con un exceso de peróxido de hidrógeno en medio ácido. El oxígeno resultante de esta reacción se recoge en un recipiente de 2,0 L a 20 °C que contiene, inicialmente, una mezcla de hidrógeno y nitrógeno a 2,0 atm de presión y una composición en volumen del 60 % de hidrógeno y el 40 % de nitrógeno. En la mezcla gaseosa final se hace saltar una chispa eléctrica que provoca la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno, elevándose la temperatura de la mezcla a 120 °C.
Calcule:
a) La cantidad de agua que se ha formado.
b) La presión parcial de cada componente y la presión total de la mezcla gaseosa a 120 °C, si después de haber hecho saltar la chispa eléctrica todas las sustancias se encuentran en fase gaseosa.

(Asturias 2008)

a) Relacionando $K_2Cr_2O_7$ con H_2O:

$$100\text{ mL } K_2Cr_2O_7\ 2{,}0\text{ M} \cdot \frac{2{,}0\text{ mmol } K_2Cr_2O_7}{1\text{ mL } K_2Cr_2O_7\ 2{,}0\text{ M}} \cdot \frac{7\text{ mmol } H_2O}{1\text{ mmol } K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{18{,}0\text{ mg } H_2O}{1\text{ mmol } H_2O} = 25\text{ mg } H_2O$$

b) La cantidad de O_2 producido a partir del H_2O_2 que reacciona es:

$$100\text{ mL } K_2Cr_2O_7\ 2{,}0\text{ M} \cdot \frac{2{,}0\text{ mmol } K_2Cr_2O_7}{1\text{ mL } K_2Cr_2O_7\ 2{,}0\text{ M}} \cdot \frac{3\text{ mmol } O_2}{1\text{ mmol } K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{1\text{ mol } O_2}{10^3\text{ mmol } O_2} = 0{,}60\text{ mol } O_2$$

A partir de la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) se pueden calcular las presiones parciales de la mezcla de N_2 y H_2 que contiene el recipiente en el que se inyecta el O_2 formado. También, de acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición volumétrica de la mezcla de gases proporciona la composición molar, así:

$$40\ \%\text{ vol } N_2 \rightarrow y_{N_2} = 0{,}40 \qquad\qquad 60\ \%\text{ vol } H_2 \rightarrow y_{H_2} = 0{,}60$$

Las presiones parciales respectivas son:

$$p_{N_2} = p\,y_{N_2} = 2{,}0\text{ atm} \cdot 0{,}40 = 0{,}80\text{ atm}$$

$$p_{H_2} = p\,y_{H_2} = 2{,}0\text{ atm} \cdot 0{,}60 = 1{,}2\text{ atm}$$

Considerando comportamiento ideal, a partir de la presión parcial se obtiene el número de moles de cada gas:

$$n = \frac{0{,}80\text{ atm} \cdot 2{,}0\text{ L}}{(0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\text{ K}} = 0{,}067\text{ mol } N_2$$

$$n = \frac{1{,}2\text{ atm} \cdot 2{,}0\text{ L}}{(0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\text{ K}} = 0{,}10\text{ mol } H_2$$

Al saltar una chispa en la mezcla de N_2, H_2 y O_2 se produce la combustión del H_2 de acuerdo con la siguiente ecuación química:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)$$

La relación molar entre H_2 y O_2 es:

$$\frac{0{,}10\ \text{mol}\ H_2}{0{,}60\ \text{mol}\ O_2} = 0{,}17$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir sobra O_2 que queda sin reaccionar, por lo que H_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2O que se forma.

La cantidad de O_2 consumido es:

$$0{,}10\ \text{mol}\ H_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ H_2} = 0{,}050\ \text{mol}\ O_2$$

La cantidad de O_2 sobrante es:

$$0{,}60\ \text{mol}\ O_2\ (\text{inicial}) - 0{,}050\ \text{mol}\ O_2\ (\text{consumido}) = 0{,}55\ \text{mol}\ O_2\ (\text{exceso})$$

Relacionando H_2 con H_2O se obtiene la cantidad de esta que se forma:

$$0{,}10\ \text{mol}\ H_2 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{2\ \text{mol}\ H_2} = 0{,}10\ \text{mol}\ H_2O$$

Considerando comportamiento ideal, la presión parcial ejercida por cada gas a 120 °C es:

$$p_{N_2} = \frac{(0{,}067\ \text{mol}\ N_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (120 + 273{,}15)\ \text{K}}{2{,}0\ \text{L}} = 1{,}1\ \text{atm}$$

$$p_{O_2} = \frac{(0{,}55\ \text{mol}\ O_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (120 + 273{,}15)\ \text{K}}{2{,}0\ \text{L}} = 8{,}9\ \text{atm}$$

$$p_{H_2O} = \frac{(0{,}10\ \text{mol}\ H_2O) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (120 + 273{,}15)\ \text{K}}{2{,}0\ \text{L}} = 1{,}6\ \text{atm}$$

8.76. En un recipiente cerrado y vacío de 20 L se introducen 0,30 g de etano; 2,9 g de butano y 16 g de oxígeno. Se produce la combustión a 225 °C. Calcule:
a) El volumen de aire, en c. n., que sería necesario para tener los 16 g de oxígeno.
b) La presión total y las presiones parciales en la mezcla gaseosa final.
(Dato. Composición volumétrica del aire: 20 % O_2, 80 % N_2)

(Cádiz 2008)

a) Teniendo en cuenta que acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición volumétrica de una mezcla de gases proporciona la composición molar, relacionando O_2 con aire:

$$16\ \text{g}\ O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} \cdot \frac{100\ \text{mol aire}}{20\ \text{mol}\ O_2} = 2{,}5\ \text{mol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(2{,}5\ \text{mol aire}) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 56\ \text{L aire}$$

b) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las combustiones de los dos hidrocarburos son, respectivamente:

$$2\ C_2H_6(g) + 7\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 6\ H_2O(g)$$

$$2\ C_4H_{10}(g) + 13\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 10\ H_2O(g)$$

Relacionando los hidrocarburos con O_2 se obtiene la masa de este que reacciona:

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}30\ g\ C_2H_6 \cdot \dfrac{1\ mol\ C_2H_6}{30{,}0\ g\ C_2H_6} \cdot \dfrac{7\ mol\ O_2}{2\ mol\ C_2H_6} \cdot \dfrac{32\ g\ O_2}{1\ mol\ O_2} = 1{,}1\ g\ O_2 \\ 2{,}9\ g\ C_4H_{10} \cdot \dfrac{1\ mol\ C_4H_{10}}{58{,}0\ g\ C_4H_{10}} \cdot \dfrac{13\ mol\ O_2}{2\ mol\ C_4H_{10}} \cdot \dfrac{32\ g\ O_2}{1\ mol\ O_2} = 10\ g\ O_2 \end{array}\right\} \rightarrow m_{\text{reaccionado}} = 11\ g\ O_2$$

La cantidad de O_2 que queda sin reaccionar es:

$$16\ g\ O_2\ (\text{inicial}) - 11\ g\ O_2\ (\text{reaccionado}) = 5{,}0\ g\ O_2\ (\text{exceso})$$

$$5{,}0\ g\ O_2 \cdot \frac{1\ mol\ O_2}{32\ g\ O_2} = 0{,}16\ mol\ O_2\ (\text{exceso})$$

Relacionando los hidrocarburos con los productos se obtienen los moles de CO_2 y H_2O formados:

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}30\ g\ C_2H_6 \cdot \dfrac{1\ mol\ C_2H_6}{30{,}0\ g\ C_2H_6} \cdot \dfrac{2\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_2H_6} = 0{,}020\ mol\ CO_2 \\ 2{,}9\ g\ C_4H_{10} \cdot \dfrac{1\ mol\ C_4H_{10}}{58{,}0\ g\ C_4H_{10}} \cdot \dfrac{4\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_4H_{10}} = 0{,}20\ mol\ CO_2 \end{array}\right\} \rightarrow n_t = 0{,}22\ mol\ CO_2$$

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}30\ g\ C_2H_6 \cdot \dfrac{1\ mol\ C_2H_6}{30{,}0\ g\ C_2H_6} \cdot \dfrac{3\ mol\ H_2O}{1\ mol\ C_2H_6} = 0{,}030\ mol\ H_2O \\ 2{,}9\ g\ C_4H_{10} \cdot \dfrac{1\ mol\ C_4H_{10}}{58{,}0\ g\ C_4H_{10}} \cdot \dfrac{5\ mol\ H_2O}{1\ mol\ C_4H_{10}} = 0{,}25\ mol\ H_2O \end{array}\right\} \rightarrow n_t = 0{,}28\ mol\ H_2O$$

Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales de los gases que forman la mezcla final son:

$$p_{O_2} = \frac{0{,}16\ mol \cdot (0{,}082\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (225 + 273{,}15)\ K}{20\ L} = 0{,}33\ atm$$

$$p_{CO_2} = \frac{0{,}22\ mol \cdot (0{,}082\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (225 + 273{,}15)\ K}{20\ L} = 0{,}45\ atm$$

$$p_{H_2O} = \frac{0{,}28\ mol \cdot (0{,}082\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot (225 + 273{,}15)\ K}{20\ L} = 0{,}58\ atm$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es:

$$p_t = (0{,}33 + 0{,}45 + 0{,}58)\ atm = 1{,}4\ atm$$

8.77. Se dispone de una aleación ligera formada por magnesio y cinc. Si se toma una muestra de ella de 1,00 g y se quema totalmente en atmósfera de oxígeno obteniéndose 1,41 g de la mezcla de óxidos. Determine cuál es la composición porcentual de la aleación original.

(Castilla y León 2008)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de formación de los óxidos metálicos son:

$$2\ Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ MgO(s)$$

$$2\ Zn(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ ZnO(s)$$

Llamando x e y, respectivamente, a los gramos de Mg y Zn en la aleación y relacionando estas cantidades con los óxidos formados:

$$x \text{ g Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24{,}3 \text{ g Mg}} \cdot \frac{2 \text{ mol MgO}}{2 \text{ mol Mg}} \cdot \frac{40{,}3 \text{ g MgO}}{1 \text{ mol MgO}} = 1{,}66\, x \text{ g MgO}$$

$$y \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65{,}4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{2 \text{ mol ZnO}}{2 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{81{,}4 \text{ g ZnO}}{1 \text{ mol ZnO}} = 1{,}24\, y \text{ g ZnO}$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left.\begin{aligned} x \text{ g Mg} + y \text{ g Zn} = 1{,}00 \text{ g aleación} \\ 1{,}66\, x \text{ g MgO} + 1{,}24\, y \text{ g ZnO} = 1{,}41 \text{ g óxidos} \end{aligned}\right\}$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 0{,}405 \text{ g Mg} \qquad y = 0{,}595 \text{ g Zn}$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{0{,}405 \text{ g Mg}}{1{,}00 \text{ g aleación}} \cdot 100 = 40{,}5 \text{ \% Mg} \qquad \frac{0{,}595 \text{ g Zn}}{1{,}00 \text{ g aleación}} \cdot 100 = 59{,}5 \text{ \% Zn}$$

8.78. Una industria química utiliza cada día 10,0 t de sulfato de amonio que prepara según la siguiente reacción:

$$2\, NH_3(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow (NH_4)_2SO_4(aq)$$

a) Si la reacción transcurre con un 80,0 % de rendimiento, ¿qué volumen de disolución 2,00 M de ácido sulfúrico será necesario utilizar diariamente?
b) En la reacción se utiliza amoníaco gaseoso que está contenido en un depósito de 10,0 m^3 de capacidad y a una temperatura de 25 °C, ¿cuál será la presión del gas dentro del recipiente si se cargan en su interior 100 kg de NH_3?
c) ¿A qué temperatura se tendría que abrir la válvula de seguridad del depósito, si este soporta una presión máxima interior de 20 atm?
d) Cuando se cargó el amoníaco en el depósito, fue necesario hacer un barrido de las tuberías introduciendo en este 0,500 kg de N_2 (gas inerte). Calcule la presión parcial del nitrógeno en el depósito y la presión total.

(Castilla y León 2008)

a) Como el rendimiento del proceso es del 80,0 %, previamente hay que calcular la cantidad de sustancia que se quiere obtener:

$$x \text{ t } (NH_4)_2SO_4 \text{ (teórico)} \cdot \frac{80{,}0 \text{ t } (NH_4)_2SO_4 \text{ (real)}}{100 \text{ t } (NH_4)_2SO_4 \text{ (teórico)}} = 10{,}0 \text{ t } (NH_4)_2SO_4 \text{ (real)} \quad \rightarrow \quad x = 12{,}5 \text{ t } (NH_4)_2SO_4$$

$$12{,}5 \text{ t } (NH_4)_2SO_4 \cdot \frac{10^6 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}{1 \text{ t } (NH_4)_2SO_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4}{132{,}0 \text{ g } (NH_4)_2SO_4} = 9{,}47 \cdot 10^5 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4$$

Relacionando $(NH_4)_2SO_4$ con H_2SO_4:

$$9{,}47 \cdot 10^5 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4} = 9{,}47 \cdot 10^5 \text{ mol } H_2SO_4$$

Como se utiliza disolución 2,00 M de H_2SO_4:

$$9{,}47 \cdot 10^5 \text{ mol } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ L } H_2SO_4 \text{ 2,00 M}}{2{,}00 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ } H_2SO_4 \text{ 2,00 M}}{10^3 \text{ L } H_2SO_4 \text{ 2,00 M}} = 474 \text{ m}^3 \text{ } H_2SO_4 \text{ 2,00 M}$$

b) El número de moles de NH_3 introducidos en el depósito es:

$$100\ \text{kg}\ NH_3 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ NH_3}{1\ \text{kg}\ NH_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ NH_3}{17{,}0\ \text{g}\ NH_3} = 5{,}88 \cdot 10^3\ \text{mol}\ NH_3$$

Considerando comportamiento ideal, la presión que ejerce el NH_3 en el interior del recipiente es:

$$p = \frac{(5{,}88 \cdot 10^3\ \text{mol}) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{10{,}0\ \text{m}^3} \cdot \frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = 14{,}4\ \text{atm}$$

c) Como se trata de un recipiente de paredes rígidas el volumen es constante, por lo que de acuerdo con la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803) la temperatura del gas es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad \rightarrow \quad \frac{14{,}4\ \text{atm}}{(25 + 273{,}15)\ \text{K}} = \frac{20{,}0\ \text{atm}}{T_2} \quad \rightarrow \quad T_2 = 414\ \text{K}$$

d) El número de moles de N_2 introducidos para limpiar el depósito es:

$$0{,}500\ \text{kg}\ N_2 \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ N_2}{1\ \text{kg}\ N_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{28{,}0\ \text{g}\ N_2} = 17{,}9\ \text{mol}\ N_2$$

Considerando comportamiento ideal, la presión que ejerce el N_2 en el interior del recipiente es:

$$p_{N_2} = \frac{(17{,}9\ \text{mol}\ N_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{10\ \text{m}^3} \cdot \frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = 0{,}0438\ \text{atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla gaseosa es:

$$p_{\text{total}} = p_{N_2} + p_{NH_3} = (0{,}0438 + 14{,}4)\ \text{atm} = 14{,}44\ \text{atm}$$

8.79. El cemento aluminoso contiene en su composición, entre otros, un 40,0 % de óxido de calcio y un 40,0 % de óxido de aluminio. En una fábrica determinada se desea obtener diariamente una producción de 1.200 t de este cemento, empleándose como materia prima caliza (mineral que contiene carbonato de calcio), que al calcinarse se descompone en dióxido de carbono y óxido de calcio, y bauxita (mineral que contiene óxido de aluminio). Si el rendimiento global del proceso es del 91,0 %, calcule:
a) La masa diaria de caliza necesaria, expresada en toneladas, si su riqueza es del 83,0 % en carbonato de calcio.
b) La masa diaria de bauxita necesaria, expresada en toneladas, si su riqueza es del 57,0 % en óxido de aluminio.
c) La emisión anual de dióxido de carbono a la atmósfera, a 20 °C y 1 atm, expresada en m^3, provocada por el proceso de calcinación de la caliza.
d) La solubilidad del dióxido de carbono en agua es 2,0 g L^{-1} a 20°C, si esta disolución se trata con disolución acuosa de hidróxido de sodio se forma una disolución acuosa de carbonato de sodio. Calcule la concentración de la citada disolución expresada como porcentaje en masa y molaridad. (Considere que la densidad de la disolución es 1,0 g mL^{-1}).

(Castilla y León 2008)

Como el rendimiento del proceso es del 91,0 % se calcula previamente la cantidad de cemento que se desea producir:

$$x\ \text{t cemento (teórico)} \cdot \frac{91{,}0\ \text{t cemento (real)}}{100\ \text{t cemento (teórico)}} = 1.200\ \text{t cemento (real)} \quad \rightarrow \quad x = 1{,}32 \cdot 10^3\ \text{t cemento}$$

Las cantidades de CaO y Al_2O_3 contenidas en el cemento son iguales:

$$1{,}32 \cdot 10^3\ \text{t cemento} \cdot \frac{40{,}0\ \text{t CaO}}{100\ \text{t cemento}} = 528\ \text{t CaO}$$

$$1,32 \cdot 10^3 \text{ t cemento} \cdot \frac{40 \text{ t } Al_2O_3}{100 \text{ t cemento}} = 528 \text{ t } Al_2O_3$$

a) La ecuación química correspondiente a la obtención de CaO a partir de $CaCO_3$ es:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

Relacionando CaO con $CaCO_3$:

$$528 \text{ t CaO} \cdot \frac{10^6 \text{ g CaO}}{1 \text{ t CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,1 \text{ g CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{1 \text{ mol CaO}} = 9,41 \cdot 10^6 \text{ mol } CaCO_3$$

$$9,41 \cdot 10^6 \text{ mol } CaCO_3 \cdot \frac{100,1 \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3} \cdot \frac{1 \text{ t } CaCO_3}{10^6 \text{ g } CaCO_3} = 941 \text{ t } CaCO_3$$

Como la caliza tiene una riqueza del 83,0 % en $CaCO_3$:

$$941 \text{ t } CaCO_3 \cdot \frac{100 \text{ t caliza}}{83,0 \text{ t } CaCO_3} = 1,13 \cdot 10^3 \text{ t caliza}$$

b) Relacionando Al_2O_3 con bauxita de riqueza 57,0 %:

$$528 \text{ t } Al_2O_3 \cdot \frac{100 \text{ t bauxita}}{57,0 \text{ t } Al_2O_3} = 926 \text{ t bauxita}$$

c) Relacionando cemento con CO_2:

$$\frac{1,32 \cdot 10^3 \text{ t cemento}}{\text{día}} \cdot \frac{40,0 \text{ t CaO}}{100 \text{ t cemento}} \cdot \frac{10^6 \text{ g CaO}}{1 \text{ t CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,1 \text{ g CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol CaO}} = 9,41 \cdot 10^6 \frac{\text{mol } CO_2}{\text{día}}$$

La cantidad de CO_2 emitida en un año es:

$$\frac{9,41 \cdot 10^6 \text{ mol } CO_2}{\text{día}} \cdot \frac{365 \text{ día}}{\text{año}} = 3,44 \cdot 10^9 \frac{\text{mol } CO_2}{\text{año}}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el CO_2 es:

$$V = \frac{(3,44 \cdot 10^9 \text{ mol}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273,15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} = 8,26 \cdot 10^7 \text{ m}^3 \ CO_2$$

d) La ecuación química correspondiente a la absorción de CO_2 con NaOH es:

$$CO_2(g) + 2 \ NaOH(aq) \rightarrow Na_2CO_3(aq) + H_2O(l)$$

Si se parte de una disolución con una concentración de CO_2 de 2,0 g L^{-1} la molaridad respecto al Na_2CO_3 formado es:

$$\frac{2,0 \text{ g } CO_2}{\text{L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44,0 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } Na_2CO_3}{1 \text{ mol } CO_2} = 0,045 \text{ mol L}^{-1}$$

La concentración de la disolución anterior expresada como % en masa es:

$$\frac{0,45 \text{ mol } Na_2CO_3}{\text{L disolución}} \cdot \frac{106,0 \text{ g } Na_2CO_3}{1 \text{ mol } Na_2CO_3} \cdot \frac{\text{L disolución}}{10^3 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,0 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 0,48 \ \% \ Na_2CO_3$$

8.80. Se dispone de 25 L de hidrógeno medidos a 700 mmHg y 30 °C, y de 14 L de nitrógeno medidos a 730 mmHg y 20 °C. Se hacen reaccionar ambos gases en las condiciones adecuadas.
a) Ajuste la reacción de síntesis y calcule la masa, en gramos, de amoníaco producido.
b) Si se supone que la reacción transcurre con un rendimiento del 100 %, calcule la cantidad en gramos de los reactivo/s que no han reaccionado.

(Castilla y León 2008)

a-b) La ecuación química ajustada correspondiente a la síntesis de NH_3 es:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$$

Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. Considerando comportamiento ideal, la cantidad inicial de cada reactivo es:

$$n_{H_2} = \frac{700\ \text{mmmHg} \cdot 25\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}93\ \text{mol H}_2$$

$$n_{N_2} = \frac{730\ \text{mmmHg} \cdot 14\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmmHg}} = 0{,}56\ \text{mol N}_2$$

La relación molar es:

$$\frac{0{,}93\ \text{mol H}_2}{0{,}56\ \text{mol N}_2} = 1{,}7$$

Como esta relación es menor que 3 que quiere decir que sobra N_2, por lo que el H_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de NH_3 que se forma.

Relacionando H_2 con NH_3:

$$0{,}93\ \text{mol H}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol NH}_3}{3\ \text{mol H}_2} \cdot \frac{17{,}0\ \text{g NH}_3}{1\ \text{mol NH}_3} = 11\ \text{g NH}_3$$

Relacionando H_2 con N_2 se obtiene la cantidad en exceso de este reactivo:

$$0{,}93\ \text{mol H}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol N}_2}{3\ \text{mol H}_2} = 0{,}31\ \text{mol N}_2$$

$$0{,}56\ \text{mol N}_2\ (\text{inicial}) - 0{,}31\ \text{mol N}_2\ (\text{reaccionado}) = 0{,}25\ \text{mol N}_2\ (\text{exceso})$$

$$0{,}25\ \text{mol N}_2 \cdot \frac{28{,}0\ \text{g N}_2}{1\ \text{mol N}_2} = 7{,}0\ \text{g N}_2$$

8.81. Un método para ajustar la concentración de una disolución de HCl es añadirle una pequeña cantidad de Mg:

$$Mg + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$$

¿Cuántos mg de Mg hay que añadir sobre 250 mL de HCl 1,023 M para que disolución resultante sea exactamente 1,000 M?

(Valencia 2008)

La cantidad de HCl en exceso que contiene la disolución de HCl es:

$$250\ \text{mL disolución} \cdot \frac{(1{,}023 - 1{,}000)\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL disolución}} = 5{,}75\ \text{mmol HCl}$$

Relacionando HCl con Mg:

$$5{,}75\ \text{mol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mmol Mg}}{2\ \text{mmol HCl}} \cdot \frac{24{,}3\ \text{mg Mg}}{1\ \text{mmol Mg}} = 69{,}9\ \text{mg Mg}$$

8.82. El cuerpo humano contiene aproximadamente 4,0 g de hierro y el 70 % del mismo está localizado en la hemoglobina, proteína presente en los glóbulos rojos.
Las necesidades de hierro varían según la edad y el sexo, pero se puede tomar como media 15 mg de hierro por día. Por término medio, solo se absorbe el 10 % del hierro contenido en los alimentos. La alimentación normal no cubre las necesidades de hierro en todos los casos, lo que obliga a administrar ciertas medicinas como Ferro-gradumet.
Una técnica clásica para determinar el hierro presente en una disolución es la permanganimetría, que utiliza el poder oxidante del permanganato de potasio ($KMnO_4$):

$$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ Fe^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+} + 4\ H_2O$$

La concentración de una disolución de permanganato se determina por valoración frente a una sustancia patrón como el oxalato de sodio ($Na_2C_2O_4$):

$$2\ MnO_4^- + 16\ H^+ + 5\ C_2O_4^{2-} \rightarrow Mn^{2+} + 10\ CO_2 + 8\ H_2O$$

a) Teniendo en cuenta que el volumen de sangre de un adulto es de 4,5 L y que contiene $4{,}7 \cdot 10^6$ glóbulos rojos por mL, calcule el número de átomos de hierro presentes en cada glóbulo rojo.
b) Para valorar una disolución de permanganato de potasio se pesaron tres muestras de oxalato de sodio de 0,1573; 0,1324 y 0,1285 g y se disolvieron en un Erlenmeyer, en presencia de un exceso de ácido sulfúrico. Los volúmenes de disolución de permanganato de potasio consumidos en cada muestra fueron 42,4; 35,5 y 34,2 mL respectivamente. Calcule la molaridad de la disolución de permanganato de potasio.
c) Una gragea de Ferro-gradumet se disolvió en presencia de ácido sulfúrico en exceso y para valorar el contenido en hierro se consumieron 32,1 mL de la disolución anterior de permanganato. Calcule la masa de $FeSO_4 \cdot 1{,}5H_2O$ contenido en una gragea.
d) Las almejas y mejillones (sustancias muy ricas en hierro) contienen 25 mg de hierro por cada 100 g de producto, mientras que las lentejas solo contienen 7 mg. ¿Qué cantidad de almejas o de lentejas habría que consumir diariamente para cubrir las necesidades de un adulto, según toda la información aportada anteriormente?

(Valencia 2008) (País Vasco 2010)

a) La masa de hierro contenida en la hemoglobina es

$$4{,}0\ \text{g Fe (total)} \cdot \frac{70\ \text{g Fe (hemoglobina)}}{100\ \text{g Fe (total)}} = 2{,}8\ \text{g Fe (hemoglobina)}$$

El número de glóbulos rojos en la sangre es:

$$4{,}5\ \text{L sangre} \cdot \frac{10^3\ \text{mL sangre}}{1\ \text{L sangre}} \cdot \frac{4{,}7 \cdot 10^6\ \text{glóbulos}}{1\ \text{mL sangre}} = 2{,}1 \cdot 10^{10}\ \text{glóbulos}$$

Relacionando la cantidad de Fe con los glóbulos rojos:

$$\frac{2{,}8\ \text{g Fe}}{2{,}1 \cdot 10^{10}\ \text{glóbulos}} \cdot \frac{1\ \text{mol Fe}}{55{,}8\ \text{g Fe}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos Fe}}{1\ \text{mol Fe}} = 1{,}4 \cdot 10^{12}\ \frac{\text{átomos Fe}}{\text{glóbulo}}$$

b) Relacionando $Na_2C_2O_4$ con disolución de $KMnO_4$ en cada una de las valoraciones:

$$\frac{0{,}1573\ \text{g}\ Na_2C_2O_4}{42{,}4\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Na_2C_2O_4}{134{,}0\ \text{g}\ Na_2C_2O_4} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ KMnO_4}{5\ \text{mol}\ Na_2C_2O_4} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}0111\ \text{mol L}^{-1}$$

$$\frac{0{,}1324\ \text{g}\ Na_2C_2O_4}{35{,}5\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Na_2C_2O_4}{134{,}0\ \text{g}\ Na_2C_2O_4} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ KMnO_4}{5\ \text{mol}\ Na_2C_2O_4} \cdot \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}0111\ \text{mol L}^{-1}$$

$$\frac{0{,}1285 \text{ g } Na_2C_2O_4}{34{,}2 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Na_2C_2O_4}{134{,}0 \text{ g } Na_2C_2O_4} \cdot \frac{2 \text{ mol } KMnO_4}{5 \text{ mol } Na_2C_2O_4} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0{,}0112 \text{ mol L}^{-1}$$

Como las tres valoraciones son concordantes, el valor medio de la concentración de la disolución de permanganato de potasio es:

$$\frac{(0{,}0111 + 0{,}0111 + 0{,}0112) \text{ mol L}^{-1}}{3} = 0{,}0111 \text{ mol L}^{-1}$$

c) A partir de la disolución de $KMnO_4$ se obtiene la cantidad de Fe^{2+} de una gragea:

$$32{,}1 \text{ mL disolución} \cdot \frac{0{,}0111 \text{ mmol } KMnO_4}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{5 \text{ mmol } Fe^{2+}}{1 \text{ mmol } KMnO_4} = 1{,}78 \text{ mmol } Fe^{2+}$$

La masa de $FeSO_4·1{,}5H_2O$ contenida en una gragea de Ferro-gradumet es:

$$1{,}78 \text{ mmol } Fe^{2+} \cdot \frac{1 \text{ mmol } FeSO_4 \cdot 1{,}5H_2O}{1 \text{ mmol } Fe^{2+}} \cdot \frac{178{,}8 \text{ mg } FeSO_4 \cdot 1{,}5H_2O}{1 \text{ mmol } FeSO_4 \cdot 1{,}5H_2O} = 318 \text{ mg } FeSO_4 \cdot 1{,}5H_2O$$

d) Considerando que por término medio un adulto necesita 15 mg Fe/día, las masas de alimentos ricos en hierro necesarias diariamente son:

- Almejas → $\frac{15 \text{ mg Fe}}{\text{día}} \cdot \frac{100 \text{ g almejas}}{25 \text{ mg Fe}} = 60 \frac{\text{g almejas}}{\text{día}}$
- Lentejas → $\frac{15 \text{ mg Fe}}{\text{día}} \cdot \frac{100 \text{ g lentejas}}{7 \text{ mg Fe}} = 214 \frac{\text{g lentejas}}{\text{día}}$

(En País Vasco 2010 se pregunta el apartado b y en el c se cambia por 20 tabletas de peso 22,131 g y una muestra de 5,996 g de estas consume 28,2 mL de permanganato).

8.83. El fósforo blanco, P_4, se puede obtener tratando el mineral fosforita (fosfato de calcio impuro) con carbón y arena (sílice). El proceso se realiza en un horno eléctrico según la siguiente ecuación química:

$$2\, Ca_3(PO_4)_2(s) + 10\, C(s) + 6\, SiO_2(s) \rightarrow 6\, CaSiO_3(s) + 10\, CO(g) + P_4(s)$$

Se hacen reaccionar 20,0 kg de fosforita (70,0 % en peso de fosfato de calcio) con las cantidades necesarias de los demás reactivos. Sabiendo que el rendimiento del proceso es del 80,0 %, calcule:
a) La cantidad, en kg, de fósforo blanco obtenido.
b) El volumen, en L, de monóxido de carbono generado, medido a 35 °C y 780 mmHg.
c) La cantidad de carbón, en kg, necesaria si su riqueza es del 60,0 %.

(Preselección Valencia 2008)

a) La cantidad de $Ca_3(PO_4)_2$ contenido en la muestra de fosforita es:

$$20{,}0 \text{ kg fosforita} \cdot \frac{10^3 \text{ g fosforita}}{1 \text{ kg fosforita}} \cdot \frac{70{,}0 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2}{100 \text{ g fosforita}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2}{310{,}3 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2} = 45{,}1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2$$

Relacionando $Ca_3(PO_4)_2$ con P_4 teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso es del 80,0 %:

$$45{,}1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } P_4}{2 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2} \cdot \frac{124 \text{ g } P_4}{1 \text{ mol } P_4} \cdot \frac{1 \text{ kg } P_4}{10^3 \text{ g } P_4} \cdot \frac{80{,}0 \text{ kg } P_4 \text{ (real)}}{100 \text{ kg } P_4 \text{ (teórico)}} = 2{,}24 \text{ kg } P_4$$

b) Relacionando $Ca_3(PO_4)_2$ con CO:

$$45{,}1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2 \cdot \frac{10 \text{ mol CO}}{2 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2} \cdot \frac{80{,}0 \text{ mol CO (real)}}{100 \text{ mol CO (teórico)}} = 180 \text{ mol CO}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V=\frac{(180\text{ mol CO})\cdot(0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(35+273{,}15)\text{ K}}{780\text{ mmHg}}\cdot\frac{760\text{ mmHg}}{1\text{ atm}}=4{,}43\cdot10^{3}\text{ L CO}$$

c) Relacionando $Ca_3(PO_4)_2$ con C:

$$36{,}1\text{ mol }Ca_3(PO_4)_2\cdot\frac{10\text{ mol C}}{2\text{ mol }Ca_3(PO_4)_2}\cdot\frac{12{,}0\text{ g C}}{1\text{ mol C}}\cdot\frac{1\text{ kg C}}{10^{3}\text{ g C}}=2{,}71\text{ kg C}$$

Teniendo en cuenta que se utiliza un carbón con una riqueza del 60,0 % en C:

$$2{,}71\text{ kg C}\cdot\frac{100\text{ kg carbón}}{60{,}0\text{ kg C}}=4{,}52\text{ kg carbón}$$

8.84. En una fiesta de Halloween se ofrece whisky de una marca corriente que contiene un 40 % en volumen de alcohol etílico, CH_3CH_2OH. Una persona, que pesa 60 kg, acude a la fiesta donde consume tres copas que contienen 50 mL de whisky cada una. Se estima que el volumen (en litros) de sangre es el 8,0 % de la masa corporal, y que el 15 % del alcohol ingerido pasa a la sangre.
a) ¿Qué ocurre con el resto del alcohol? ¿Cómo se pierde?
b) Calcule la concentración alcohol etílico en sangre, expresada en g cm^{-3} y en mol L^{-1}. Si se considera que una concentración de 0,0035 g cm^{-3} es indicativa de intoxicación etílica, ¿se intoxicó el hombre?
c) La tasa de alcoholemia máxima para que un conductor novel pueda conducir es de 0,30 g L^{-1} (en sangre), ¿podrá volver a casa en su coche o debería coger un taxi? Justifíquelo.
d) Una muestra de 25 mL de concentración etanólica idéntica a la presentada por el joven en sangre se valora frente a una disolución de dicromato de potasio 1,0 M. Calcule el volumen de esta disolución necesario para reaccionar completamente con el etanol de la muestra. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción química utilizada para determinar la concentración de alcohol es:

$$3\,CH_3CH_2OH+2\,K_2Cr_2O_7+8\,H_2SO_4\rightarrow 3\,CH_3COOH+Cr_2(SO_4)_3+2\,K_2SO_4+11\,H_2O$$

(Dato. Densidad del etanol = 0,790 g mL^{-1})

(Galicia 2008) (Preselección Valencia 2016)

a) El resto de alcohol ingerido que no pasa directamente a la sangre se reparte por los órganos del cuerpo y se elimina a través del aliento, la orina y el sudor.

b) La masa de CH_3CH_2OH (ρ = 0,790 g mL^{-1}) que ingiere el hombre al tomar las tres copas es:

$$3\text{ copas}\cdot\frac{50\text{ mL whisky}}{\text{copa}}\cdot\frac{40\text{ mL }CH_3CH_2OH}{100\text{ mL whisky}}\cdot\frac{0{,}790\text{ g }CH_3CH_2OH}{1\text{ mL }CH_3CH_2OH}=47\text{ g }CH_3CH_2OH$$

La masa de CH_3CH_2OH que pasa a la sangre es:

$$47\text{ g }CH_3CH_2OH\cdot\frac{15{,}0\text{ g }CH_3CH_2OH\text{ (sangre)}}{100\text{ g }CH_3CH_2OH\text{ (ingerido)}}=7{,}1\text{ g }CH_3CH_2OH\text{ (sangre)}$$

El volumen de sangre de un hombre de 60 kg es:

$$60\text{ kg}\cdot\frac{8{,}0\text{ L sangre}}{100\text{ kg}}=4{,}8\text{ L sangre}$$

Despreciando el volumen ocupado por el alcohol etílico en la sangre, la concentración expresada como g cm^{-3} es:

$$\frac{7{,}1\text{ g }CH_3CH_2OH}{4{,}8\text{ L sangre}}\cdot\frac{1\text{ L sangre}}{10^{3}\text{ cm}^{3}\text{ sangre}}=0{,}0015\ \frac{\text{g }CH_3CH_2OH}{\text{cm}^{3}\text{ sangre}}$$

Despreciando el volumen ocupado por el alcohol etílico en la sangre, la concentración expresada como mol L^{-1} es:

$$\frac{7{,}1\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}{4{,}8\ \text{L sangre}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH}{46{,}0\ \text{g}\ CH_3CH_2OH} = 0{,}032\ \text{mol L}^{-1}$$

c) La concentración de alcohol etílico en la sangre del conductor expresada en g L^{-1} es:

$$0{,}0015\ \frac{\text{g}\ CH_3CH_2OH}{\text{cm}^3\ \text{sangre}} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{sangre}}{1\ \text{L sangre}} = 1{,}5\ \text{g L}^{-1}$$

Como se observa, este valor es 5 veces superior al permitido por la ley para conducir (0,30 g L^{-1}), el conductor no podrá coger su coche y debería tomar un taxi para volver a su casa.

d) La cantidad de etanol en la muestra de sangre del hombre es:

$$25\ \text{mL sangre} \cdot \frac{0{,}032\ \text{mmol}\ CH_3CH_2OH}{1\ \text{mL sangre}} = 0{,}80\ \text{mmol}\ CH_3CH_2OH$$

d) Relacionando CH_3CH_2OH con $K_2Cr_2O_7$:

$$0{,}80\ \text{mmol}\ CH_3CH_2OH \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ K_2Cr_2O_7}{3\ \text{mmol}\ CH_3CH_2OH} \cdot \frac{1\ \text{mL}\ K_2Cr_2O_7\ 1{,}0\ \text{M}}{1{,}0\ \text{mmol}\ K_2Cr_2O_7} = 0{,}53\ \text{mL}\ K_2Cr_2O_7\ 1{,}0\ \text{M}$$

(En el enunciado de Galicia 2008 la masa del hombre son 70 kg y la copa de whisky es de 100 mL; y solo se preguntan los apartados a, b y c).

8.85. Se sospecha que una mezcla de $Ca(HCO_3)_2$ y $CaCO_3$ contiene CaO. Para salir de la duda se toma una muestra de 80,0 g y se calienta hasta descomposición de las sales, en sus respectivos óxidos. Si se recogen 3,0 g de H_2O y 25,0 g de CO_2, ¿cuál es la composición de la mezcla?

(Murcia 2009)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de descomposición térmica del $Ca(HCO_3)_2$ y $CaCO_3$ son, respectivamente:

$$Ca(HCO_3)_2(s) \rightarrow CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

El H_2O formada procede solo de la descomposición del $Ca(HCO_3)_2$ lo que proporciona la cantidad de esta sustancia en la muestra original:

$$\frac{3{,}0\ \text{g}\ H_2O}{80{,}0\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18{,}0\ \text{g}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Ca(HCO_3)_2}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{162{,}1\ \text{g}\ Ca(HCO_3)_2}{1\ \text{mol}\ Ca(HCO_3)_2} \cdot 100 = 34\ \%\ Ca(HCO_3)_2$$

El CO_2 formado procede de la descomposición de ambas sales:

▪ El CO_2 procedente del $Ca(HCO_3)_2$ es:

$$80{,}0\ \text{g mezcla} \cdot \frac{34\ \text{g}\ Ca(HCO_3)_2}{100\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Ca(HCO_3)_2}{162{,}1\ \text{g}\ Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ Ca(HCO_3)_2} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 15\ \text{g}\ CO_2$$

▪ El resto del CO_2 deberá proceder de la descomposición del $CaCO_3$:

$$\frac{(25{,}0 - 15)\ \text{g}\ CO_2}{80{,}0\ \text{g mezcla}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CO_2} \cdot \frac{100{,}0\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} \cdot 100 = 29\ \%\ CaCO_3$$

Como se comprueba, la muestra sí contiene CaO:

$$100\ \%\ \text{mezcla} - [34\ \%\ Ca(HCO_3)_2 + 29\ \%\ CaCO_3] = 37\ \%\ CaO$$

8.86. Al calentar dicromato de amonio se produce una reacción vigorosa en la cual se desprende nitrógeno, agua y óxido de cromo(III). Escriba la ecuación del proceso y calcule la cantidad de este óxido que se forma y el volumen de nitrógeno desprendido, en condiciones normales de presión y temperatura, cuando se descomponen 21,4 g de dicromato de amonio.

(Baleares 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición térmica del $(NH_4)_2Cr_2O_7$ es:

$$(NH_4)_2Cr_2O_7(s) \rightarrow Cr_2O_3(s) + N_2(g) + 4\,H_2O(g)$$

Relacionando $(NH_4)_2Cr_2O_7$ con Cr_2O_3:

$$21{,}4\text{ g }(NH_4)_2Cr_2O_7 \cdot \frac{1\text{ mol }(NH_4)_2Cr_2O_7}{252{,}0\text{ g }(NH_4)_2Cr_2O_7} \cdot \frac{1\text{ mol }Cr_2O_3}{1\text{ mol }(NH_4)_2Cr_2O_7} \cdot \frac{152{,}0\text{ g }Cr_2O_3}{1\text{ mol }Cr_2O_3} = 12{,}9\text{ g }Cr_2O_3$$

Relacionando $(NH_4)_2Cr_2O_7$ con N_2:

$$21{,}4\text{ g }(NH_4)_2Cr_2O_7 \cdot \frac{1\text{ mol }(NH_4)_2Cr_2O_7}{252{,}0\text{ g }(NH_4)_2Cr_2O_7} \cdot \frac{1\text{ mol }N_2}{1\text{ mol }(NH_4)_2Cr_2O_7} = 8{,}49 \cdot 10^{-2}\text{ mol }N_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(8{,}49 \cdot 10^{-2}\text{ mol }N_2) \cdot (0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15\text{ K}}{1\text{ atm}} = 1{,}90\text{ L }N_2$$

8.87. En la industria aeronáutica se utilizan aleaciones de Al/Cu. Un proceso que permite analizar la composición de dicha aleación es por tratamiento con una disolución acuosa de ácido clorhídrico ya que el cobre no reacciona con este ácido y el aluminio reacciona en su totalidad dando tricloruro de aluminio, $AlCl_3$.
Se tratan 2,4 g de aleación Al/Cu con 25 mL de HCl del 36 % y densidad 1,18 g mL^{-1}. Se supone que ha reaccionado todo el aluminio y que el HCl se encuentra en exceso. La disolución ácida resultante se valora con disolución de NaOH 2,0 M, utilizando fenolftaleína como indicador, gastándose 20,5 mL de dicha disolución.
a) Escriba la reacción de neutralización y determine el número de moles de HCl en exceso.
b) Escriba la reacción de la aleación con ácido clorhídrico sabiendo que se desprende hidrógeno molecular (H_2) y determine la composición centesimal de la aleación.
c) Determine el volumen de hidrógeno que se desprende medido en condiciones normales.

(Castilla y León 2009)

a) La ecuación química correspondiente a la neutralización del HCl es:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de HCl que se añade inicialmente a la aleación es:

$$25\text{ mL HCl }36\,\% \cdot \frac{1{,}18\text{ g HCl }36\,\%}{1\text{ mL HCl }36\,\%} \cdot \frac{36\text{ g HCl}}{100\text{ g HCl }36\,\%} \cdot \frac{1\text{ mol HCl}}{36{,}5\text{ g HCl}} = 0{,}29\text{ mol HCl}$$

La cantidad de HCl que se neutraliza con NaOH (exceso) es:

$$20{,}5\text{ mL NaOH }2{,}0\text{ M} \cdot \frac{2{,}0\text{ mol NaOH}}{10^3\text{ mL NaOH }2{,}0\text{ M}} \cdot \frac{1\text{ mol HCl}}{1\text{ mol NaOH}} = 0{,}050\text{ mol HCl}$$

El HCl restante es el que reacciona con el Al de la aleación:

$$0{,}29\text{ mol HCl (inicial)} - 0{,}050\text{ mol HCl (neutralización)} = 0{,}24\text{ mol HCl (aleación)}$$

b) De los dos metales que forman la aleación, el único capaz de reaccionar con HCl para producir H_2 es el Al. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambos es:

$$6\ HCl(aq) + 2\ Al(s) \rightarrow 2\ AlCl_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

Relacionando HCl con Al y aleación se puede calcular la composición de esta:

$$\frac{0{,}24\ mol\ HCl}{2{,}4\ g\ aleación} \cdot \frac{2\ mol\ Al}{6\ mol\ HCl} \cdot \frac{27{,}0\ g\ Al}{1\ mol\ Al} 100 = 90\ \%\ Al$$

El resto de la aleación, 10 % es Cu.

c) Relacionando HCl y H_2:

$$0{,}24\ mol\ HCl \cdot \frac{3\ mol\ H_2}{6\ mol\ HCl} = 0{,}12\ mol\ H_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}12\ mol\ H_2) \cdot (0{,}082\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot 273{,}15\ K}{1\ atm} = 2{,}7\ L\ H_2$$

8.88. Una aleación es un producto homogéneo, de propiedades metálicas, compuesto de dos o más elementos, uno de los cuales, al menos, debe ser un metal. Algunas de las aleaciones más conocidas son: bronce (estaño + cobre), acero (hierro + carbono + otros metales), latón (cobre + cinc).
Al tratar 2,5 g de una aleación de aluminio y cinc con ácido sulfúrico se desprenden 1,58 L de H_2, medidos en c.n. de presión y temperatura. Calcule la composición de la aleación.

(Galicia 2009)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de Zn y Al con H_2SO_4 son, respectivamente:

$$Zn(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow ZnSO_4(aq) + H_2(g)$$

$$2\ Al(s) + 3\ H_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ Al_2(SO_4)_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas obtenido es:

$$n = \frac{1\ atm \cdot 1{,}58\ L}{(0{,}082\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot 273{,}15\ K} = 7{,}05 \cdot 10^{-2}\ mol\ H_2$$

Llamando x e y, respectivamente, a los gramos de Zn y Al en la aleación y relacionando estas cantidades con el H_2 formado se puede escribir la siguiente ecuación:

$$x\ g\ Zn \cdot \frac{1\ mol\ Zn}{65{,}4\ g\ Zn} \cdot \frac{1\ mol\ H_2}{1\ mol\ Zn} + y\ g\ Al \cdot \frac{1\ mol\ Al}{27{,}0\ g\ Al} \cdot \frac{3\ mol\ H_2}{2\ mol\ Al} = 7{,}05 \cdot 10^{-2}\ mol\ H_2$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$x\ g\ Zn + y\ g\ Al = 2{,}5\ g\ aleación$$

$$(1{,}53 \cdot 10^{-2}\ x + 5{,}56 \cdot 10^{-2}\ y)\ mol\ H_2 = 7{,}05 \cdot 10^{-2}\ mol\ H_2$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 1{,}7\ g\ Zn \qquad y = 0{,}80\ g\ Al$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{1{,}7\ g\ Zn}{2{,}5\ g\ aleación} \cdot 100 = 68\ \%\ Zn \qquad \frac{0{,}80\ g\ Al}{2{,}5\ g\ aleación} \cdot 100 = 32\ \%\ Al$$

8.89. 100 mL de una disolución de H_2SO_4 se neutralizan con 25 mL de una disolución 2,0 M de $Al(OH)_3$ ¿Cuál será la concentración de H_2SO_4?

(Canarias 2009)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre $Al(OH)_3$ y H_2SO_4 es:

$$2\ Al(OH)_3(aq) + 3\ H_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ Al_2(SO_4)_3(aq) + 3\ H_2O(l)$$

La cantidad de $Al(OH)_3$ a neutralizar es:

$$25\ \text{mL}\ Al(OH)_3\ 2{,}0\ \text{M} \cdot \frac{2{,}0\ \text{mmol}\ Al(OH)_3}{1\ \text{mL}\ Al(OH)_3\ 2{,}0\ \text{M}} = 50\ \text{mmol}\ Al(OH)_3$$

Relacionando $Al(OH)_3$ con H_2SO_4:

$$\frac{50\ \text{mmol}\ Al(OH)_3}{100\ \text{mL}\ H_2SO_4} \cdot \frac{3\ \text{mmol}\ H_2SO_4}{2\ \text{mmol}\ Al(OH)_3} = 0{,}75\ \text{mol L}^{-1}$$

8.90. Una mezcla de dos sólidos ($KClO_3$ y KCl) pesa 66,0 g y contiene un 10,0 % de humedad. Por calefacción prolongada se liberan 8,00 g de oxígeno. Calcule el porcentaje de ambos compuestos en la mezcla original anhidra.

(Cádiz 2009)

La cantidad de muestra seca es:

$$66{,}0\ \text{g muestra húmeda} \cdot \frac{90{,}0\ \text{g muestra seca}}{100\ \text{g muestra húmeda}} = 59{,}4\ \text{g muestra seca}$$

La ecuación química correspondiente a la descomposición del $KClO_3$ por calefacción es:

$$2\ KClO_3(s) \rightarrow 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$$

De acuerdo con la ecuación anterior, todo el O_2 liberado se debe únicamente al $KClO_3$:

$$8{,}00\ \text{g}\ O_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ KClO_3}{3\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{122{,}6\ \text{g}\ KClO_3}{1\ \text{mol}\ KClO_3} = 20{,}4\ \text{g}\ KClO_3$$

La cantidad restante de muestra seca es KCl:

$$59{,}4\ \text{g muestra seca} - 20{,}4\ \text{g}\ KClO_3 = 39{,}0\ \text{g KCl}$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{20{,}4\ \text{g}\ KClO_3}{59{,}4\ \text{g muestra seca}} \cdot 100 = 34{,}3\ \%\ KClO_3 \qquad \frac{39{,}0\ \text{g KCl}}{59{,}4\ \text{g muestra seca}} \cdot 100 = 65{,}7\ \%\ \text{KCl}$$

8.91. Una muestra de 10 g de un mineral que tiene 60 % de cinc se hace reaccionar con una disolución de ácido sulfúrico del 96 % y densidad 1.823 kg m^{-3}. Calcule:
a) La cantidad de sulfato de cinc producido.
b) El volumen de hidrógeno obtenido, si las condiciones del laboratorio son 740 mmHg y 25 °C.
c) El volumen de la disolución de ácido sulfúrico necesario para la reacción.
d) Repita los apartados anteriores para el caso en el que el rendimiento de la reacción no fuera el 100 %, como se considera en ellos, sino el 75 %.

(La Rioja 2009)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Zn y H_2SO_4 es:

$$H_2SO_4(aq) + Zn(s) \rightarrow ZnSO_4(aq) + H_2(g)$$

La cantidad de Zn que contiene el mineral es:

$$10\ \text{g mineral} \cdot \frac{60\ \text{g Zn}}{100\ \text{g mineral}} \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{65{,}4\ \text{g Zn}} = 0{,}092\ \text{mol Zn}$$

Relacionando Zn con $ZnSO_4$:

$$0{,}092\ \text{mol Zn} \cdot \frac{1\ \text{mol ZnSO}_4}{1\ \text{mol Zn}} \cdot \frac{161{,}4\ \text{g ZnSO}_4}{1\ \text{mol ZnSO}_4} = 15\ \text{g ZnSO}_4$$

b) Relacionando Zn con H_2:

$$0{,}092\ \text{mol Zn} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol Zn}} = 0{,}092\ \text{mol H}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}092\ \text{mol H}_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\ (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{740\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 2{,}3\ \text{L H}_2$$

c) Relacionando Zn con H_2SO_4:

$$0{,}092\ \text{mol Zn} \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol Zn}} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%}{96\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = 9{,}4\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%$$

La densidad del H_2SO_4 expresada en unidades más apropiadas para el laboratorio es:

$$1.823 \frac{\text{kg H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%}{\text{m}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%} \cdot \frac{10^3\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%}{1\ \text{kg H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%}{10^6\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%} = 1{,}823 \frac{\text{g H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%}{\text{cm}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%}$$

$$9{,}4\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 96\ \% \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%}{1{,}823\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%} = 5{,}2\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4\ 96\ \%$$

d) Si el rendimiento del proceso fuera del 75 %, las cantidades obtenidas serían:

$$15\ \text{g ZnSO}_4\ \text{(teórico)} \cdot \frac{75\ \text{g ZnSO}_4\ \text{(real)}}{100\ \text{g ZnSO}_4\ \text{(teórico)}} = 11\ \text{g ZnSO}_4$$

$$2{,}3\ \text{L H}_2\ \text{(teórico)} \cdot \frac{75\ \text{L H}_2\ \text{(real)}}{100\ \text{L H}_2\ \text{(teórico)}} = 1{,}7\ \text{L H}_2$$

Considerando que el rendimiento se debe al cinc, la cantidad de ácido sulfúrico gastado sería la misma.

8.92. La termogravimetría es un método analítico basado en el estudio de la pérdida de masa que sufre una muestra sólida sometida a un proceso de calefacción.
Una mezcla sólida de oxalato de calcio y oxalato de magnesio de X g se calentó hasta 900 °C.
A 400 °C se producen dos reacciones de descomposición:

$$MgC_2O_4(s) \rightarrow MgO(s) + CO(g) + CO_2(g)$$

$$CaC_2O_4(s) \rightarrow CaCO_3(s) + CO(g)$$

A 700 °C se observa una tercera descomposición:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

A 500 °C la masa de la muestra era de 3,06 g y a 900 °C era de 2,03 g. Calcule la masa de oxalato de calcio y oxalato de magnesio en la muestra original.

(Valencia 2009)

Llamando x e y, respectivamente, a las masas de MgC_2O_4 y CaC_2O_4 contenidas en la muestra inicial.

▪ La descomposición del MgC_2O_4 después de los 400 °C produce una masa de MgO:

$$x\ \text{g}\ MgC_2O_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ MgC_2O_4}{112{,}3\ \text{g}\ MgC_2O_4} \cdot \frac{1\ \text{mol MgO}}{1\ \text{mol}\ MgC_2O_4} \cdot \frac{40{,}3\ \text{g MgO}}{1\ \text{mol MgO}} = 0{,}359\ x\ \text{g MgO}$$

▪ La descomposición del CaC_2O_4 después de los 400 °C produce una masa de $CaCO_3$:

$$y\ \text{g}\ CaC_2O_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaC_2O_4}{128{,}0\ \text{g}\ CaC_2O_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaC_2O_4} \cdot \frac{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} = 0{,}781\ y\ \text{g}\ CaCO_3$$

▪ La descomposición del $CaCO_3$ después de los 700 °C produce una masa de CaO:

$$0{,}781\ y\ \text{g}\ CaCO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{100{,}0\ \text{g}\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol CaO}}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} \cdot \frac{56{,}1\ \text{g CaO}}{1\ \text{mol CaO}} = 0{,}437\ y\ \text{g CaO}$$

El residuo después de 400 °C es MgO y $CaCO_3$:

$$0{,}359\ x + 0{,}781\ y = 3{,}06$$

El residuo después de 700 °C es MgO y CaO:

$$0{,}359\ x + 0{,}437\ y = 2{,}03$$

Resolviendo el sistema formado por ambas ecuaciones se obtiene:

$x = 2{,}01\ \text{g}\ MgC_2O_4$ $\qquad y = 2{,}99\ \text{g}\ CaC_2O_4$

8.93. En el proceso Deacon se obtiene gas cloro mediante la siguiente ecuación:

$$4\ HCl(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ Cl_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

a) Si el rendimiento del proceso anterior es del 70,0 %, calcule el volumen, en litros, de cloro obtenido a 390 °C y 1 atm, al hacer reaccionar 328,5 g de HCl(g) con 361,6 g de O_2(g).
b) Calcule el número de litros de disolución acuosa de HCl concentrado de densidad 1,18 g mL^{-1} y riqueza 35 % (en masa) que se podrán preparar 328,5 g de HCl(g) en agua.

(Preselección Valencia 2009)

a) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad inicial de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 328{,}5\ \text{g HCl} \cdot \dfrac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 9{,}00\ \text{mol HCl} \\ 361{,}6\ \text{g}\ O_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ O_2}{32{,}0\ \text{g}\ O_2} = 11{,}3\ \text{mol}\ O_2 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{9{,}00\ \text{mol HCl}}{11{,}3\ \text{mol}\ O_2} = 0{,}796$$

como la relación molar es menor que 4 quiere decir que queda O_2 sin reaccionar, lo que quiere decir que el HCl es el reactivo limitante que determina la cantidad de Cl_2 que se obtiene.

$$9{,}00\ \text{mol HCl} \cdot \frac{2\ \text{mol}\ Cl_2}{4\ \text{mol HCl}} = 4{,}50\ \text{mol}\ Cl_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(4{,}50\ \text{mol}\ Cl_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (390 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 245\ \text{L}\ Cl_2$$

Como el rendimiento del proceso es del 70,0 %, la cantidad de Cl_2 que se obtiene es:

$$245\ \text{L Cl}_2\ (\text{teórico}) \cdot \frac{70{,}0\ \text{L Cl}_2\ (\text{real})}{100\ \text{L Cl}_2\ (\text{teórico})} = 171\ \text{L Cl}_2$$

b) El volumen de disolución de HCl del 35 % de riqueza que se puede preparar con el HCl es:

$$9{,}00\ \text{mol HCl} \cdot \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} \cdot \frac{100\ \text{g HCl 35 \%}}{35\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl 35 \%}}{1{,}18\ \text{g HCl 35 \%}} \cdot \frac{1\ \text{L HCl 35 \%}}{10^3\ \text{mL HCl 35 \%}} = 0{,}80\ \text{L HCl 35 \%}$$

8.94. La fosfina es un gas tóxico que reacciona con oxígeno según la siguiente ecuación:

$$4\ \text{PH}_3(\text{g}) + 8\ \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{P}_4\text{H}_{10}(\text{s}) + 6\ \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

a) Se hacen reaccionar 6,8 g de fosfina con 6,4 g de oxígeno. Calcule la cantidad en gramos de P_4H_{10} obtenido.
b) Si el rendimiento del proceso fuera del 80,0 %, calcule las cantidades de fosfina y de oxígeno necesarias para obtener 142 g de P_4H_{10}.

(Preselección Valencia 2009)

a) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad inicial de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 6{,}8\ \text{g PH}_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol PH}_3}{34{,}0\ \text{g PH}_3} = 0{,}20\ \text{mol PH}_3 \\ 6{,}4\ \text{g O}_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol O}_2}{32{,}0\ \text{g O}_2} = 0{,}20\ \text{mol O}_2 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{0{,}20\ \text{mol O}_2}{0{,}20\ \text{mol PH}_3} = 1{,}0$$

como la relación molar es menor que 2 quiere decir que queda PH_3 sin reaccionar, lo que quiere decir que el O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de P_4H_{10} que se obtiene.

$$0{,}20\ \text{mol O}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol P}_4\text{H}_{10}}{8\ \text{mol O}_2} \cdot \frac{134{,}0\ \text{g P}_4\text{H}_{10}}{1\ \text{mol P}_4\text{H}_{10}} = 3{,}4\ \text{g P}_4\text{H}_{10}$$

b) Si el rendimiento del proceso es del 80,0 %, la cantidad de P_4H_{10} que habría que sintetizar para tener realmente 142 g es:

$$x\ \text{g P}_4\text{H}_{10}\ (\text{teórico}) \cdot \frac{80{,}0\ \text{g P}_4\text{H}_{10}\ (\text{real})}{100\ \text{g P}_4\text{H}_{10}\ (\text{teórico})} = 142\ \text{g P}_4\text{H}_{10}\ (\text{real}) \quad \rightarrow \quad x = 178\ \text{g P}_4\text{H}_{10}$$

$$178\ \text{g P}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1\ \text{mol P}_4\text{H}_{10}}{132{,}0\ \text{g P}_4\text{H}_{10}} = 1{,}35\ \text{mol P}_4\text{H}_{10}$$

Relacionando P_4H_{10} con ambos reactivos:

$$1{,}35\ \text{mol P}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{4\ \text{mol PH}_3}{1\ \text{mol P}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{34{,}0\ \text{g PH}_3}{1\ \text{mol PH}_3} = 184\ \text{g PH}_3$$

La cantidad del otro reactivo que ya no se vería afectada por el rendimiento es:

$$142\ \text{g P}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1\ \text{mol P}_4\text{H}_{10}}{132{,}0\ \text{g P}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{8\ \text{mol O}_2}{1\ \text{mol P}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{32{,}0\ \text{g O}_2}{1\ \text{mol O}_2} = 275\ \text{g O}_2$$

8.95. El hidróxido de litio y el dióxido de carbono reaccionan entre sí para dar hidrogenocarbonato de litio (carbonato ácido de litio). Si se mezclan 50 g de hidróxido de litio con 50 g de dióxido de carbono:
a) Escriba y ajuste la reacción.
b) ¿Qué cantidad de hidrogenocarbonato de litio se obtendría?
c) Si se han obtenido 10,95 L de hidrogenocarbonato de litio medidos a 1 atm y 20 °C, ¿cuál será el rendimiento de la reacción?

(Canarias 2010)

a) La ecuación química ajustada es:

$$LiOH(aq) + CO_2(g) \rightarrow LiHCO_3(aq)$$

b) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad inicial de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 50\ g\ LiOH \cdot \dfrac{1\ mol\ LiOH}{24{,}0\ g\ LiOH} = 2{,}1\ mol\ LiOH \\ 50\ g\ CO_2 \cdot \dfrac{1\ mol\ CO_2}{44{,}0\ g\ CO_2} = 1{,}1\ mol\ CO_2 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{2{,}1\ mol\ LiOH}{1{,}1\ mol\ CO_2} = 1{,}9$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que sobra LiOH, por lo que CO_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de $LiHCO_3$ que se forma.

Relacionando CO_2 con $LiHCO_3$:

$$1{,}1\ mol\ CO_2 \cdot \frac{1\ mol\ LiHCO_3}{1\ mol\ CO_2} \cdot \frac{68{,}0\ g\ LiHCO_3}{1\ mol\ LiHCO_3} = 75\ g\ LiHCO_3$$

c) Este apartado no es posible resolverlo con los datos propuestos, ya que el $LiHCO_3$ es una sustancia sólida a 20 °C y 1 atm.

8.96. El Envisat (Environmental Satellite) es un satélite de observación terrestre construido por la Agencia Espacial Europea (ESA). Fue lanzado el 1 de marzo de 2002 en un cohete Ariane 5. El módulo de propulsión de estos cohetes consta de 4 tanques con una capacidad para combustible de 300 kg de hidracina (N_2H_4). Su descomposición catalítica es según:

$$3\ N_2H_4 \rightarrow 4\ NH_3 + N_2$$

Alrededor de 2/5 partes de ese amoníaco producido se descompone mediante la reacción química:

$$2\ NH_3 \rightarrow N_2 + 3\ H_2$$

Los tres gases (NH_3, H_2 y N_2) son expulsados para producir el empuje.
Calcule la masa de NH_3, H_2 y N_2 expulsados al espacio por cada kg de N_2H_4 consumida.

(Murcia 2010)

El número de moles contenidos en 1,00 kg de N_2H_4 es:

$$1{,}00\ kg\ N_2H_4 \cdot \frac{10^3\ g\ N_2H_4}{1\ kg\ N_2H_4} \cdot \frac{32{,}0\ g\ N_2H_4}{1\ mol\ N_2H_4} = 31{,}3\ mol\ N_2H_4$$

Relacionando N_2H_4 con los gases expulsados en la primera reacción:

$$31{,}3\ mol\ N_2H_4 \cdot \frac{4\ mol\ NH_3}{3\ mol\ N_2H_4} = 41{,}7\ mol\ NH_3$$

$$31{,}3\ mol\ N_2H_4 \cdot \frac{1\ mol\ N_2}{3\ mol\ N_2H_4} = 10{,}4\ mol\ N_2$$

Las cantidades de NH_3 que se descompone y que queda sin reaccionar son, respectivamente:

$$41{,}7 \text{ mol } NH_3 \text{ (total)} \cdot \frac{2 \text{ mol } NH_3 \text{ (descompuesto)}}{5 \text{ mol } NH_3 \text{ (total)}} = 16{,}7 \text{ mol } NH_3 \text{ (descompuesto)}$$

$$41{,}7 \text{ mol } NH_3 \text{ (total)} - 16{,}7 \text{ mol } NH_3 \text{ (descompuesto)} = 25{,}0 \text{ mol } NH_3 \text{ (sobrante)}$$

Relacionando NH_3 descompuesto con los gases expulsados en la segunda reacción:

$$16{,}7 \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{3 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } NH_3} = 25{,}1 \text{ mol } H_2$$

$$16{,}7 \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{2 \text{ mol } NH_3} = 8{,}35 \text{ mol } N_2$$

La cantidad total de NH_3 expulsado es:

$$10{,}4 \text{ mol } N_2 \text{ (1ª reacción)} + 8{,}35 \text{ mol } N_2 \text{ (2ª reacción)} = 18{,}8 \text{ mol } N_2 \text{ (total)}$$

Las masas de gas correspondientes a las cantidades de los gases expulsados son:

$$25{,}0 \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{17{,}0 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} = 425 \text{ g } NH_3$$

$$25{,}1 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{2{,}0 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 50 \text{ g } H_2 \qquad 18{,}8 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{28{,}0 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 526 \text{ g } N_2$$

8.97. En una perforación del subsuelo, se descubre una gran bolsa de gas que resulta estar formada por metano y propano. Se recoge una muestra de 7,41 g de mezcla gaseosa que se quema produciendo 12,60 g de agua. Calcule la composición inicial de la mezcla expresada como porcentaje en masa.

(Baleares 2010)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de combustión de ambos hidrocarburos son:

Combustión del metano

$$CH_4(g) + 2\, O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\, H_2O(l)$$

Combustión del propano

$$C_3H_8(g) + 5\, O_2(g) \rightarrow 3\, CO_2(g) + 4\, H_2O(l)$$

Llamando x e y, respectivamente, a las masas de CH_4 y C_3H_8 contenidas en la mezcla inicial, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x \text{ g } CH_4 + y \text{ g } C_3H_8 = 7{,}41 \text{ g mezcla}$$

$$x \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16{,}0 \text{ g } CH_4} \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } CH_4} + y \text{ g } C_3H_8 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44{,}0 \text{ g } C_3H_8} \cdot \frac{4 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_3H_8} = 12{,}60 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 0{,}770 \text{ g } CH_4 \qquad y = 6{,}64 \text{ g } C_3H_8$$

La composición de la mezcla gaseosa expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{0{,}770\text{ g }CH_4}{7{,}41\text{ g mezcla}}\cdot 100 = 10{,}4\ \%\ CH_4 \qquad \frac{6{,}64\text{ g }C_3H_8}{7{,}41\text{ g mezcla}}\cdot 100 = 89{,}6\ \%\ C_3H_8$$

8.98. En una vasija de 2.560 mL de capacidad se introdujeron 50 mL de disolución de hidróxido de bario y se tapó inmediatamente. A continuación, se agitó durante unos minutos hasta que todo el dióxido de carbono presente en el aire reaccionó con el hidróxido de bario. Finalmente, la disolución resultante se valoró con ácido oxálico ($H_2C_2O_4$) 0,0100 M, consumiéndose 58,4 mL.
Por otra parte, el mismo volumen de hidróxido de bario se valoró en ausencia de aire con el mismo ácido consumiéndose 63,2 mL.
Si la presión en el interior de la vasija era de 760 mmHg y la temperatura 20 °C, calcule el porcentaje en volumen de dióxido de carbono en el interior de la vasija.
¿Qué indicador debería usarse para la valoración del hidróxido de bario con el ácido oxálico, uno que vire en un intervalo de pH entre 3,5 y 6,2 o bien otro que vire entre 7,6 y 9,5. ¿Por qué?

(Asturias 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $Ba(OH)_2$ y CO_2 es:

$$Ba(OH)_2(aq) + CO_2(g) \rightarrow BaCO_3(s) + H_2O(l)$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $Ba(OH)_2$ y $H_2C_2O_4$ es:

$$Ba(OH)_2(aq) + H_2C_2O_4(aq) \rightarrow BaC_2O_4(aq) + 2\ H_2O(l)$$

▪ La cantidad de $Ba(OH)_2$ que hay en la vasija antes de la reacción con CO_2 es:

$$63{,}2\text{ mL }H_2C_2O_4\ 0{,}0100\text{ M}\cdot\frac{0{,}0100\text{ mmol }H_2C_2O_4}{1\text{ mL }H_2C_2O_4 0{,}0100\text{ M}}\cdot\frac{1\text{ mmol }Ba(OH)_2}{1\text{ mmol }H_2C_2O_4} = 0{,}632\text{ mmol }Ba(OH)_2$$

▪ La cantidad de $Ba(OH)_2$ que queda en la vasija después de la reacción con CO_2 es:

$$58{,}4\text{ mL }H_2C_2O_4\ 0{,}0100\text{ M}\cdot\frac{0{,}0100\text{ mmol }H_2C_2O_4}{1\text{ mL }H_2C_2O_4\ 0{,}0100\text{ M}}\cdot\frac{1\text{ mmol }Ba(OH)_2}{1\text{ mmol }H_2C_2O_4} = 0{,}584\text{ mmol }Ba(OH)_2$$

Relacionando $Ba(OH)_2$ con CO_2 se obtiene la cantidad de este en la vasija:

$$(0{,}632 - 0{,}583)\text{ mmol }Ba(OH)_2\cdot\frac{1\text{ mmol }CO_2}{1\text{ mmol }Ba(OH)_2} = 0{,}0490\text{ mmol }CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, la cantidad de aire en la vasija es:

$$n = \frac{760\text{ mmHg}\ \cdot\ 2.560\text{ mL}}{(0{,}082\text{ atm mL mmol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(20+273{,}15)\text{ K}}\cdot\frac{1\text{ atm}}{760\text{ mmHg}} = 107\text{ mmol aire}$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en una mezcla gaseosa coinciden la composición molar y la volumétrica. Relacionando ambas cantidades de gas se obtiene el porcentaje de CO_2 en la vasija:

$$\frac{0{,}0490\text{ mmol }CO_2}{107\text{ mmol aire}}\cdot 100 = 0{,}0458\ \%\ CO_2$$

La sustancia que queda al final de la valoración de $Ba(OH)_2$ con $H_2C_2O_4$ es BaC_2O_4, una sal que se encuentra parcialmente disociada en iones de acuerdo con la ecuación:

$$BaC_2O_4(aq) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + C_2O_4^{2-}(aq)$$

El Ba^{2+} es el conjugado de la base fuerte $Ba(OH)_2$ por lo que no se hidroliza.

El $C_2O_4^{2-}$ es la base conjugada débil del ácido débil $H_2C_2O_4$ y se hidroliza de acuerdo con la ecuación:

$$C_2O_4^{2-}(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HC_2O_4^{-}(aq) + OH^{-}(aq)$$

Como se observa, al final de la reacción se producen iones OH^-, lo cual quiere decir que se trata de un medio básico, por lo tanto, debe utilizarse un indicador que vire en ese medio. De los dos indicadores propuestos, el más adecuado es aquel cuya zona de viraje de pH esté comprendida entre 7,6 – 9,5.

8.99. En un laboratorio se ha extraído un aceite utilizando hojas de menta, a partir de la cual se ha aislado un alcohol secundario saturado conocido como mentol. Una muestra de 100,5 mg se quema produciendo 282,9 mg de CO_2 y 119,5 mg de H_2O.
a) Determine la fórmula empírica del mentol.
b) Mediante la determinación del descenso crioscópico del mentol en alcanfor se ha podido determinar que la masa molecular es 156. Determine la fórmula molecular del mentol.
c) Una vez identificada su fórmula molecular, calcule la cantidad de O_2 que se necesita para quemar esos 100,5 mg de mentol.
d) Calcule el volumen de aire necesario para quemar los 100,5 mg de mentol teniendo en cuenta que el aire contiene un 21,0 % en volumen de oxígeno a 25 °C y $1{,}013 \cdot 10^5$ Pa.

(Galicia 2010)

a) Teniendo en cuenta que en la combustión del mentol todo el C se transforma en CO_2 y el H en H_2O, los mmoles de átomos de C y H en la muestra de mentol son:

$$282{,}9 \text{ mg } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol } CO_2}{44{,}0 \text{ mg } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mmol C}}{1 \text{ mmol } CO_2} = 6{,}43 \text{ mmol C}$$

$$115{,}9 \text{ mg } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mmol } H_2O}{18{,}0 \text{ mg } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mmol H}}{1 \text{ mmol } H_2O} = 12{,}9 \text{ mmol H}$$

El oxígeno contenido en el mentol se calcula por diferencia:

$$100{,}5 \text{ mg mentol} - \left(6{,}43 \text{ mmol C} \cdot \frac{12 \text{ mg C}}{1 \text{ mmol C}} + 12{,}9 \text{ mmol H} \cdot \frac{1 \text{ mg H}}{1 \text{ mmol H}}\right) = 10{,}4 \text{ mg O}$$

$$10{,}4 \text{ mg O} \cdot \frac{1 \text{ mmol O}}{16{,}0 \text{ mg O}} = 0{,}650 \text{ mmol O}$$

Para obtener la fórmula empírica se relacionan los moles de átomos de cada elemento con el del elemento que se encuentra en menor cantidad:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{6{,}43 \text{ mmol C}}{0{,}650 \text{ mmol O}} \approx 10 \dfrac{\text{átomo C}}{\text{átomo O}} \\[2ex] \dfrac{12{,}9 \text{ mmol C}}{0{,}650 \text{ mmol O}} \approx 20 \dfrac{\text{átomo H}}{\text{átomo O}} \end{array}\right\} \quad \rightarrow \quad \text{fórmula empírica: } (C_{10}H_{20}O)_n$$

b) La fórmula molecular se obtiene a partir de las masas de la fórmula empírica y la masa molecular:

$$n = \frac{156 \text{ g}}{10 \text{ mol C} \cdot \dfrac{12{,}0 \text{ g C}}{\text{mol C}} + 20 \text{ mol H} \cdot \dfrac{1{,}0 \text{ g H}}{\text{mol H}} + 1 \text{ mol O} \cdot \dfrac{16{,}0 \text{ g O}}{\text{mol O}}} = 1$$

La fórmula molecular del mentol coincide con la fórmula empírica, $C_{10}H_{20}O$.

c) La ecuación química justada correspondiente a la combustión del mentol es:

$$2\ C_{10}H_{20}O(s) + 29\ O_2(g) \rightarrow 20\ CO_2(g) + 20\ H_2O(l)$$

Relacionando mentol con O_2:

$$100{,}5\ \text{mg}\ C_{10}H_{20}O \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ C_{10}H_{20}O}{156{,}0\ \text{mg}\ C_{10}H_{20}O} \cdot \frac{29\ \text{mmol}\ O_2}{2\ \text{mmol}\ C_{10}H_{20}O} \cdot \frac{32{,}0\ \text{mg}\ O_2}{1\ \text{mmol}\ O_2} = 299\ \text{mg}\ O_2$$

d) De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en una mezcla gaseosa coincide la composición volumétrica y la molar. Relacionando O_2 con aire:

$$299\ \text{mg}\ O_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ O_2}{32{,}0\ \text{mg}\ O_2} \cdot \frac{100\ \text{mmol aire}}{21{,}0\ \text{mmol}\ O_2} = 44{,}5\ \text{mmol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen de aire es:

$$V = \frac{44{,}5\ \text{mmol} \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{1{,}013 \cdot 10^5\ \text{Pa}} \cdot \frac{1{,}013 \cdot 10^5\ \text{Pa}}{1\ \text{atm}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{10^3\ \text{mmol}} = 1{,}09\ \text{L aire}$$

8.100. A 10 mL de una disolución 0,30 M de sulfato de cromo(III), $Cr_2(SO_4)_3$, se le añaden 50 mL de cloruro de calcio, $CaCl_2$, 0,10 M para formar un precipitado de sulfato de calcio, $CaSO_4$.
a) Escriba la reacción que tiene lugar.
b) Calcule la masa, en gramos, de sulfato de calcio que se obtiene.
c) Determine la concentración de los iones que permanecen disueltos, suponiendo que los volúmenes son aditivos, después de tener lugar la reacción de precipitación.

(Castilla y León 2010)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $Cr_2(SO_4)_3$ y $CaCl_2$ es:

$$Cr_2(SO_4)_3(aq) + 3\ CaCl_2(aq) \rightarrow 2\ CrCl_3(aq) + 3\ CaSO_4(s)$$

b) Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada una de las especies reaccionantes es:

$$\left.\begin{array}{r} 10\ \text{mL}\ Cr_2(SO_4)_3\ 0{,}30\ \text{M} \cdot \dfrac{0{,}30\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3}{1\ \text{mL}\ Cr_2(SO_4)_3\ 0{,}30\ \text{M}} = 3{,}0\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3 \\ 50\ \text{mL}\ CaCl_2\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \dfrac{0{,}10\ \text{mol}\ CaCl_2}{1\ \text{mL}\ CaCl_2\ 0{,}10\ \text{M}} = 5{,}0\ \text{mol}\ CaCl_2 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{5{,}0\ \text{mmol}\ CaCl_2}{3{,}0\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3} = 1{,}7$$

Como la relación molar es menor que 3 quiere decir que sobra $Cr_2(SO_4)_3$, por lo que $CaCl_2$ es el reactivo limitante que determina las cantidades de productos formados y la de $Cr_2(SO_4)_3$ sobrante:

$$5{,}0\ \text{mmol}\ CaCl_2 \cdot \frac{3\ \text{mmol}\ CaSO_4}{3\ \text{mmol}\ CaCl_2} \cdot \frac{136{,}1\ \text{mg}\ CaSO_4}{1\ \text{mmol}\ CaSO_4} \cdot \frac{1\ \text{g}\ CaSO_4}{10^3\ \text{mg}\ CaSO_4} = 0{,}68\ \text{g}\ CaSO_4$$

c) Relacionando $CaCl_2$ con $Cr_2(SO_4)_3$ se btiene la cantidad de este que se consume y la que queda en disolución acuosa al final de la reacción son:

$$5{,}0\ \text{mmol}\ CaCl_2 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3}{3\ \text{mmol}\ CaCl_2} = 1{,}7\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3\ \text{(gastado)}$$

$$3{,}0\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3\ \text{(inicial)} - 1{,}7\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3\ \text{(gastado)} = 1{,}3\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3\ \text{(exceso)}$$

Relacionando $CaCl_2$ con $CrCl_3$:

$$5{,}0\ \text{mmol}\ CaCl_2 \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ CrCl_3}{3\ \text{mmol}\ CaCl_2} = 3{,}3\ \text{mmol}\ CrCl_3$$

Las ecuaciones químicas correspondientes a la disolución de las sales que quedan al final de la reacción son:

$$CrCl_3(aq) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + 3\ Cl^-(aq)$$

$$Cr_2(SO_4)_3(aq) \rightarrow 2\ Cr^{3+}(aq) + 3\ SO_4^{2-}(aq)$$

Considerando volúmenes aditivos, las concentraciones molares de estos iones son:

$$\frac{1{,}3\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3}{(10+50)\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{3\ \text{mmol}\ SO_4^{2-}}{1\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3} = 0{,}067\ \text{mol L}^{-1}$$

$$\frac{3{,}3\ \text{mmol}\ CrCl_3}{(10+50)\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{3\ \text{mmol}\ Cl^-}{1\ \text{mmol}\ CrCl_3} = 0{,}17\ \text{mol L}^{-1}$$

$$\frac{1{,}3\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3 \cdot \frac{2\ \text{mmol}\ Cr^{3+}}{1\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3} + 3{,}3\ \text{mmol}\ CrCl_3 \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ Cr^{3+}}{1\ \text{mmol}\ CrCl_3}}{(10+50)\ \text{mL disolución}} = 0{,}10\ \text{mol L}^{-1}$$

8.101. El carbonato de magnesio reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua.
a) Calcule el volumen de ácido clorhídrico, de densidad 1,095 g mL^{-1} y del 20,0 % en masa, que se necesita para que reaccione con 30,4 g de carbonato de magnesio.
b) Si en el proceso anterior se obtienen 7,4 L de dióxido de carbono, medidos a 1 atm y 27 °C, ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción?

(Castilla y León 2010)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $MgCO_3$ y HCl es:

$$MgCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Relacionando $MgCO_3$ con HCl:

$$30{,}4\ \text{g}\ MgCO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ MgCO_3}{84{,}3\ \text{g}\ MgCO_3} \cdot \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol}\ MgCO_3} \cdot \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = 26{,}3\ \text{g HCl}$$

Como se dispone de una disolución de riqueza 20,0 % y densidad 1,095 g mL^{-1}:

$$26{,}3\ \text{g HCl} \cdot \frac{100\ \text{g HCl}\ 20{,}0\ \%}{20{,}0\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl}\ 20{,}0\ \%}{1{,}095\ \text{g HCl}\ 20{,}0\ \%} = 120\ \text{mL HCl}\ 20{,}0\ \%$$

b) Para calcular el rendimiento del proceso es preciso determinar el volumen de CO_2 que se debería haber obtenido a partir de la muestra dada:

$$30{,}4\ \text{g}\ MgCO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ MgCO_3}{84{,}3\ \text{g}\ MgCO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ MgCO_3} = 0{,}361\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}361\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (27+273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 8{,}89\ \text{L}\ CO_2$$

Relacionando las cantidades experimental y teórica se obtiene el rendimiento:

$$\eta = \frac{7{,}4\ \text{L}\ CO_2\ \text{(real)}}{8{,}89\ \text{L}\ CO_2\ \text{(teórico)}} \cdot 100 = 83\ \%$$

8.102. El nitrato de potasio se obtiene industrialmente a partir de cloruro de potasio y ácido nítrico en presencia de oxígeno según la ecuación:

$$4\ KCl + 4\ HNO_3 + O_2 \rightarrow 4\ KNO_3 + 2\ H_2O + 2\ Cl_2$$

Sabiendo que el rendimiento del proceso es del 90,0 %:
a) ¿Cuántos kg de nitrato de potasio se obtendrán como máximo a partir de 50,0 kg de cloruro de potasio y 50,0 kg de ácido nítrico?
b) ¿Qué volumen, en litros, de disolución de ácido nítrico concentrado, de riqueza 60,0 % en masa y densidad 1,37 g mL^{-1}, serán necesarios para obtener los 50 kg de ácido nítrico?

(Preselección Valencia 2010)

a) Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada una de las especies reaccionantes es:

$$\left.\begin{aligned} 50{,}0\ \text{kg KCl}\cdot\frac{10^3\ \text{g KCl}}{1\ \text{kg KCl}}\cdot\frac{1\ \text{mol KCl}}{74{,}6\ \text{g KCl}} = 670\ \text{mol KCl} \\ 50{,}0\ \text{kg HNO}_3\cdot\frac{10^3\ \text{g HNO}_3}{1\ \text{kg HNO}_3}\cdot\frac{1\ \text{mol HNO}_3}{63{,}0\ \text{g HNO}_3} = 795\ \text{mol HNO}_3 \end{aligned}\right\} \rightarrow \frac{795\ \text{mol HNO}_3}{670\ \text{mol KCl}} = 1{,}19$$

como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que queda HNO_3 sin reaccionar, por lo que el KCl es el reactivo limitante que determina la cantidad de KNO_3 que se obtiene.

$$670\ \text{mol KCl}\cdot\frac{4\ \text{mol KNO}_3}{4\ \text{mol KCl}}\cdot\frac{101{,}1\ \text{g KNO}_3}{1\ \text{mol KNO}_3}\cdot\frac{1\ \text{kg KNO}_3}{10^3\ \text{g KNO}_3} = 67{,}7\ \text{kg KNO}_3$$

Como el rendimiento del proceso es del 90,0 %, la cantidad de KNO_3 máxima que se obtiene es:

$$67{,}7\ \text{kg KNO}_3\ \text{(teórico)}\cdot\frac{90{,}0\ \text{kg KNO}_3\ \text{(real)}}{100\ \text{kg KNO}_3\ \text{(teórico)}} = 61{,}0\ \text{kg KNO}_3$$

b) El volumen de disolución de HNO_3 de riqueza 60,0 % que se necesita es:

$$50{,}0\ \text{kg HNO}_3\cdot\frac{10^3\ \text{g HNO}_3}{1\ \text{kg HNO}_3}\cdot\frac{100\ \text{g HNO}_3\ 60{,}0\ \%}{60{,}0\ \text{g HNO}_3} = 8{,}3\cdot10^4\ \text{g HNO}_3\ 60{,}0\ \%$$

$$8{,}33\cdot10^4\ \text{g HNO}_3\ 60{,}0\ \%\cdot\frac{1\ \text{mL HNO}_3\ 60{,}0\ \%}{1{,}37\ \text{g HNO}_3\ 60{,}0\ \%}\cdot\frac{1\ \text{L HNO}_3\ 60{,}0\ \%}{10^3\ \text{mL HNO}_3\ 60{,}0\ \%} = 60{,}8\ \text{L HNO}_3\ 60{,}0\ \%$$

8.103. La urea, $OC(NH_2)_2$, es un sólido cristalino que se utiliza como fertilizante. A escala industrial la síntesis de la urea se realiza por reacción entre el dióxido de carbono y amoniaco a 350 °C y 35 atm de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$CO_2(g) + 2\ NH_3(g) \rightarrow OC(NH_2)_2(s) + H_2O(l)$$

Si el rendimiento del proceso anterior es del 80,0 % y se desean obtener 1.000 kg de urea:
a) Calcule el volumen necesario de dióxido de carbono, medido en las condiciones del proceso.
b) El $NH_3(g)$ utilizado en la síntesis del apartado a) se encontraba en un depósito de 70,0 m^3 de capacidad y a una temperatura de 25 °C, ¿cuál era la presión del gas en el interior del depósito?

(Preselección Valencia 2010)

a) Si el rendimiento del proceso es del 80 %, la cantidad de urea que habría que sintetizar para tener realmente 1 000 kg es:

$$x\ \text{kg OC(NH}_2)_2\ \text{(teórico)}\cdot\frac{80{,}0\ \text{kg OC(NH}_2)_2\ \text{(real)}}{100\ \text{kg OC(NH}_2)_2\ \text{(teórico)}} = 1.000\ \text{kg OC(NH}_2)_2\ \text{(real)}$$

Se obtiene, $x = 1{,}25\cdot10^3$ kg $OC(NH_2)_2$

$$1{,}25 \cdot 10^3 \text{ kg OC(NH}_2)_2 \cdot \frac{10^3 \text{ g OC(NH}_2)_2}{1 \text{ kg OC(NH}_2)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol OC(NH}_2)_2}{60{,}0 \text{ g OC(NH}_2)_2} = 2{,}08 \cdot 10^4 \text{ mol OC(NH}_2)_2$$

Relacionando $OC(NH_2)_2$ y CO_2:

$$2{,}08 \cdot 10^4 \text{ mol OC(NH}_2)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol OC(NH}_2)_2} = 2{,}08 \cdot 10^4 \text{ mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(2{,}08 \cdot 10^4 \text{ mol CO}_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (350 + 273{,}15) \text{ K}}{35 \text{ atm}} = 3{,}0 \cdot 10^4 \text{ L CO}_2$$

b) La cantidad necesaria de NH_3 para producir la urea requerida no está sujeta al rendimiento:

$$1\,000 \text{ kg OC(NH}_2)_2 \cdot \frac{10^3 \text{ g OC(NH}_2)_2}{1 \text{ kg OC(NH}_2)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol OC(NH}_2)_2}{60{,}0 \text{ g OC(NH}_2)_2} \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol OC(NH}_2)_2} = 3{,}33 \cdot 10^4 \text{ mol NH}_3$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por el gas en el depósito es:

$$p = \frac{(3{,}33 \cdot 10^4 \text{ mol}) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15) \text{ K}}{70{,}0 \text{ m}^3} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} = 11{,}6 \text{ atm}$$

8.104. En un reactor de síntesis de amoniaco se producen 1.000 t/día.
a) Sabiendo que el hidrógeno procede del metano y el nitrógeno del aire, calcule los volúmenes de metano y aire consumidos al día, en condiciones normales, teniendo en cuenta que un volumen de aire está formado por 80,0 % de nitrógeno y 20,0 % de oxígeno y que la reacción tiene lugar admitiendo que todo el hidrógeno y el nitrógeno que reaccionan se convierten íntegramente en amoniaco.
b) Determine la masa de disolución de ácido nítrico del 50,0 % en masa que se puede obtener a partir de 100 t de amoniaco.

(Castilla y León 2011)

La cantidad de amoniaco que se producen por día es:

$$1.000 \text{ t NH}_3 \cdot \frac{10^6 \text{ g NH}_3}{1 \text{ t NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17{,}0 \text{ g NH}_3} = 5{,}88 \cdot 10^7 \text{ mol NH}_3$$

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención de amoniaco es:

$$N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$$

Relacionando NH_3 con H_2 y con CH_4:

$$5{,}88 \cdot 10^7 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{2 \text{ mol H}_2} = 4{,}41 \cdot 10^7 \text{ mol CH}_4$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(4{,}41 \cdot 10^7 \text{ mol CH}_4) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 9{,}88 \cdot 10^8 \text{ L CH}_4$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en una mezcla gaseosa la composición volumétrica coincide con la composición molar. Relacionando amoniaco con aire:

$$5{,}88 \cdot 10^7 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{100 \text{ mol aire}}{80{,}0 \text{ mol N}_2} = 3{,}68 \cdot 10^7 \text{ mol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(3{,}68 \cdot 10^7 \text{ mol aire}) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 8{,}24 \cdot 10^{10} \text{ L aire}$$

b) El número de moles de NH_3 correspondiente a la masa propuesta es:

$$100 \text{ t } NH_3 \cdot \frac{10^6 \text{ g } NH_3}{1 \text{ t } NH_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17{,}0 \text{ g } NH_3} = 5{,}88 \cdot 10^6 \text{ mol } NH_3$$

Relacionando NH_3 con HNO_3:

$$5{,}88 \cdot 10^6 \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{63{,}0 \text{ g } HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3} = 3{,}70 \cdot 10^8 \text{ g } HNO_3$$

Como se quiere preparar de una disolución de riqueza 50,0 %:

$$3{,}70 \cdot 10^8 \text{ g } HNO_3 \cdot \frac{100 \text{ g } HNO_3 \text{ } 50{,}0\ \%}{50{,}0 \text{ g } HNO_3} \cdot \frac{1 \text{ t } HNO_3 \text{ } 50{,}0\ \%}{10^6 \text{ g } HNO_3 \text{ } 50{,}0\ \%} = 740 \text{ t } HNO_3 \text{ } 50{,}0\ \%$$

8.105. Los apicultores utilizan la reacción de descomposición térmica del NH_4NO_3 para generar el gas N_2O, de propiedades anestesiantes, para dormir a las abejas. En la reacción se produce también H_2O.
a) Escriba la reacción y calcule la cantidad de monóxido de dinitrógeno que se forma cuando se descomponen 8,0 g de NH_4NO_3.
b) ¿Será suficiente esta cantidad de gas para dormir las 30.000 abejas de un enjambre si se sabe que cada abeja necesita 1 µL de gas N_2O en condiciones normales para quedar dormida?

(Baleares 2011)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición del NH_4NO_3 es:

$$NH_4NO_3(s) \rightarrow N_2O(g) + 2\ H_2O(g)$$

Relacionando NH_4NO_3 con N_2O:

$$8{,}0 \text{ g } NH_4NO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_4NO_3}{80{,}0 \text{ g } NH_4NO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2O}{1 \text{ mol } NH_4NO_3} \cdot \frac{44{,}0 \text{ g } N_2O}{1 \text{ mol } N_2O} = 4{,}4 \text{ g } N_2O$$

b) Relacionando la dosis de N_2O necesaria con el número de abejas se obtiene el volumen total de gas:

$$30.000 \text{ abejas} \cdot \frac{1\ \mu\text{L } N_2O}{1 \text{ abeja}} \cdot \frac{1 \text{ L } N_2O}{10^6\ \mu\text{L } N_2O} = 0{,}030 \text{ L } N_2O$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot (0{,}030 \text{ L } N_2O)}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273{,}15 \text{ K}} = 1{,}3 \cdot 10^{-3} \text{ mol } N_2O$$

La masa de gas es:

$$1{,}3 \cdot 10^{-3} \text{ mol } N_2O \cdot \frac{44{,}0 \text{ g } N_2O}{1 \text{ mol } N_2O} = 5{,}7 \cdot 10^{-2} \text{ g } N_2O$$

Como se observa, la masa de N_2O producida es mayor que la necesaria, por lo tanto, sí es suficiente para dormir el enjambre.

8.106. Una industria química comercializa un abono de nitrato de amonio, NH_4NO_3, que contiene un 33,5 % de N y mezclas de materia inerte, normalmente caliza y dolomita. Este abono por su contenido en nitrógeno está especialmente indicado para cualquier tipo de cultivos que precisen disponer de nitrógeno de absorción inmediata (50 % como N nítrico) y de nitrógeno de absorción más lenta (50 % como N amoniacal).
a) ¿Qué porcentaje de nitrato de amonio hay en este abono?
b) Los expertos recomiendan la utilización de 350 kg de abono por hectárea cuando este está dedicado al cultivo de patatas. Si se dispone de una plantación de 2,50 hectáreas, ¿cuántos kg de nitrógeno amoniacal se deben utilizar?
c) El nitrato de amonio se obtiene por reacción del amoniaco con el ácido nítrico. Escriba y ajuste la reacción de formación.
d) ¿Cuántos litros de amoniaco, medidos a 50 °C y 1 atm, son necesarios para obtener 850 kg de nitrato de amonio?

(Galicia 2011)

a) El porcentaje de nitrato de amonio que contiene el abono es:

$$\frac{33{,}5\text{ g N}}{100\text{ g abono}}\cdot\frac{1\text{ mol N}}{14{,}0\text{ g N}}\cdot\frac{1\text{ mol }NH_4NO_3}{2\text{ mol N}}\cdot\frac{80{,}0\text{ g }NH_4NO_3}{1\text{ mol }NH_4NO_3}\cdot 100 = 9{,}57\ \%\ NH_4NO_3$$

b) La cantidad de N amoniacal para el terreno es:

$$2{,}50\text{ ha}\cdot\frac{350\text{ kg abono}}{1\text{ ha}}\cdot\frac{10^3\text{ g abono}}{1\text{ kg abono}}\cdot\frac{9{,}57\text{ g }NH_4NO_3}{100\text{ g abono}}\cdot\frac{1\text{ mol }NH_4NO_3}{80{,}0\text{ g }NH_4NO_3} = 1{,}05\cdot 10^3\text{ mol }NH_4NO_3$$

$$1{,}05\cdot 10^3\text{ mol }NH_4NO_3\cdot\frac{1\text{ mol }NH_4^+}{1\text{ mol }NH_4NO_3}\cdot\frac{1\text{ mol N}}{1\text{ mol }NH_4^+}\cdot\frac{14{,}0\text{ g N}}{1\text{ mol N}}\cdot\frac{1\text{ kg N}}{10^3\text{ g N}} = 14{,}7\text{ kg N}$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de formación del NH_4NO_3 es:

$$NH_3(aq) + HNO_3(aq) \rightarrow NH_4NO_3(aq)$$

d) Relacionando NH_4NO_3 y NH_3:

$$850\text{ kg }NH_4NO_3\cdot\frac{10^3\text{ g }NH_4NO_3}{1\text{ kg }NH_4NO_3}\cdot\frac{1\text{ mol }NH_4NO_3}{80{,}0\text{ g }NH_4NO_3}\cdot\frac{1\text{ mol }NH_3}{1\text{ mol }NH_4NO_3} = 1{,}06\cdot 10^4\text{ mol }NH_3$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1{,}06\cdot 10^4\text{ mol }NH_3)\cdot(0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(50+273{,}15)\text{ K}}{1\text{ atm}} = 2{,}81\cdot 10^5\text{ L }NH_3$$

8.107. En el proceso Deacon se obtiene cloro gas mediante la siguiente ecuación:

$$4\ HCl(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ Cl_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

Se hace reaccionar, a 350 °C y 1,5 atm, una mezcla de 60,0 kg de HCl(g) y 10,5 kg de O_2(g). Si el rendimiento del proceso es del 75,0 %, calcule:
a) El volumen de HCl(g) que ha reaccionado, medido a 25 °C y 1 atm de presión.
b) La masa de cloro obtenida.
c) El volumen que ocupará el cloro obtenido a 25 °C y 800 mmHg de presión.

(Preselección Valencia 2011)

a) Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada una de las especies reaccionantes es:

$$\left.\begin{array}{r} 60{,}0\text{ kg HCl}\cdot\dfrac{10^3\text{ g HCl}}{1\text{ kg HCl}}\cdot\dfrac{1\text{ mol HCl}}{36{,}5\text{ g HCl}}=1\,644\text{ mol HCl} \\[2ex] 10{,}5\text{ kg O}_2\cdot\dfrac{10^3\text{ g O}_2}{1\text{ kg O}_2}\cdot\dfrac{1\text{ mol O}_2}{32{,}0\text{ g O}_2}=328\text{ mol O}_2 \end{array}\right\}\rightarrow\quad\dfrac{1644\text{ mol HCl}}{328\text{ mol O}_2}=5{,}01$$

como la relación molar es mayor que 4 quiere decir que queda HCl sin reaccionar, por lo que el O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de Cl_2 que se obtiene.

$$328\text{ mol O}_2\cdot\frac{4\text{ mol HCl}}{1\text{ mol O}_2}=1{,}31\cdot10^3\text{ mol HCl}$$

Como el rendimiento del proceso es del 75,0 %, la cantidad de HCl que reacciona es:

$$1{,}31\cdot10^3\text{ mol HCl (teórico)}\cdot\frac{75{,}0\text{ mol HCl (real)}}{100\text{ mol HCl (teórico)}}=983\text{ mol HCl}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el HCl que reacciona es:

$$V=\frac{(983\text{ mol HCl})\cdot(0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\text{ K}}{1\text{ atm}}=2{,}40\cdot10^4\text{ L HCl}$$

b) Relacionando O_2 con Cl_2:

$$328\text{ mol O}_2\cdot\frac{2\text{ mol Cl}_2}{1\text{ mol O}_2}\cdot\frac{75\text{ mol Cl}_2\text{ (real)}}{100\text{ mol Cl}_2\text{ (teórico)}}=492\text{ mol Cl}_2$$

$$492\text{ mol Cl}_2\cdot\frac{71{,}0\text{ g Cl}_2}{1\text{ mol Cl}_2}=3{,}50\cdot10^4\text{ g Cl}_2$$

c) Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V=\frac{(492\text{ mol Cl}_2)\cdot(0{,}082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\text{ K}}{800\text{ mmHg}}\cdot\frac{760\text{ mmHg}}{1\text{ atm}}=1{,}14\cdot10^4\text{ L Cl}_2$$

8.108. En la industria metalúrgica se obtienen diversos metales por reducción de sus óxidos con carbón. En el caso del cinc, se parte de la blenda, ZnS, que una vez convertida en óxido de cinc, mediante un proceso denominado tostación (etapa 1), se obtiene el metal por reducción de dicho óxido con carbón (etapa 2).

Etapa 1: tostación del sulfuro de cinc a ~ 800 °C (rendimiento = 85,0 %)

$$2\text{ ZnS(s)}+3\text{ O}_2\text{(g)}\rightarrow2\text{ ZnO(s)}+2\text{ SO}_2\text{(g)}$$

Etapa 2: reducción del óxido de cinc con carbón a ~ 1.400 °C (rendimiento = 70,0 %)

$$\text{ZnO(s)}+\text{C(g)}\rightarrow\text{Zn(s)}+\text{CO(g)}$$

Cierta empresa desea obtener 2 500 kg de cinc a partir de una blenda de riqueza 75,0 %; el rendimiento de la etapa 1 es del 85,0 %, mientras que el de la etapa 2 es del 70,0 %. Calcule:

a) La masa de blenda necesaria.
b) Volumen de SO_2 producido a 25 °C y 1 atm de presión.
c) La masa de carbón necesaria si su riqueza en carbono es del 90,0 %.

(Preselección Valencia 2011)

a) Relacionando Zn con ZnO y teniendo en cuenta un redimiento del 70,0 % (etapa 2):

$$x\text{ mol ZnO(teórico)}\cdot\frac{70\text{ mol ZnO (real)}}{100\text{ mol ZnO (teórico)}}\cdot\frac{1\text{ mol Zn}}{1\text{ mol ZnO}}\cdot\frac{65{,}4\text{ g Zn}}{1\text{ mol Zn}}\cdot\frac{1\text{ kg Zn}}{10^3\text{ g Zn}}=2\,500\text{ kg Zn}$$

Se obtiene, $x = 5{,}46 \cdot 10^4$ mol ZnO

Relacionando ZnO con ZnS y teniendo en cuenta un rendimiento del 85,0 % (etapa 1):

$$x \text{ kg ZnS (teórico)} \cdot \frac{10^3 \text{ g ZnS}}{1 \text{ kg ZnS}} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnS}}{97{,}4 \text{ g ZnS}} \cdot \frac{85 \text{ mol ZnS (real)}}{100 \text{ mol ZnS (teórico)}} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnO}}{1 \text{ mol ZnS}} = 5{,}46 \cdot 10^4 \text{ mol ZnO}$$

Se obtiene, $x = 6{,}26 \cdot 10^3$ kg ZnS

Como se dispone de una blenda de riqueza 75,0 %:

$$6{,}26 \cdot 10^3 \text{ kg ZnS} \cdot \frac{100 \text{ kg blenda}}{75{,}0 \text{ kg ZnS}} = 8{,}34 \cdot 10^3 \text{ kg blenda}$$

b) Relacionando ZnO con SO_2:

$$5{,}46 \cdot 10^4 \text{ mol ZnO} \cdot \frac{2 \text{ mol } SO_2}{2 \text{ mol ZnO}} = 5{,}46 \cdot 10^4 \text{ mol } SO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(5{,}46 \cdot 10^4 \text{ mol } SO_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1{,}33 \cdot 10^6 \text{ L } SO_2$$

c) Relacionando ZnO con C:

$$5{,}46 \cdot 10^4 \text{ mol ZnO} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol ZnO}} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 6{,}55 \cdot 10^5 \text{ g C}$$

Como se dispone de un carbón con una riqueza del 90,0 % en C:

$$6{,}55 \cdot 10^5 \text{ g C} \cdot \frac{100 \text{ g carbón}}{90{,}0 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ kg carbón}}{10^3 \text{ g carbón}} = 728 \text{ kg carbón}$$

8.109. El sulfato de potasio es un fertilizante que se utiliza en suelos salinos. Para calcular la riqueza en K_2O de una muestra de sulfato de potasio, se pesan 10,0 g de fertilizante, se disuelven en agua y la disolución resultante se enrasa posteriormente en un matraz aforado de 500 mL. Con una pipeta de doble enrase se toman 50,00 mL de esta disolución y se añade un exceso de ácido perclórico. Después de filtrar y secar el precipitado se obtienen 1,4321 g de perclorato de potasio.
a) Escriba y ajuste la reacción que tiene lugar.
b) Calcule la riqueza en K_2O del fertilizante.
El cloruro de potasio es otro fertilizante potásico, más barato que el sulfato de potasio pero inadecuado en suelos salinos. A veces se mezcla de forma fraudulenta con el sulfato de potasio. El fraude se puede detectar fácilmente utilizando el método de Mohr. Así, para comprobar si se ha añadido cloruro de potasio como impureza al fertilizante y en qué cantidad, 50,00 mL del extracto anterior se valoran con nitrato de plata de concentración 0,10 mol L^{-1}, gastando 7,1 mL para precipitar los cloruros presentes en la disolución.
c) Escriba y ajuste la reacción que tiene lugar.
d) Calcule el porcentaje de impurezas de KCl.

(Galicia 2012)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción entre sulfato de potasio y ácido perclórico es:

$$K_2SO_4(s) + 2\ HClO_4(aq) \rightarrow H_2SO_4(aq) + 2\ KClO_4(aq)$$

b) Relacionando $HClO_4$ con K_2SO_4:

$$500\ \text{mL disolución} \cdot \frac{1{,}4321\ \text{g}\ KClO_4}{50{,}00\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ KClO_4}{138{,}6\ \text{g}\ KClO_4} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ K_2SO_4}{2\ \text{mol}\ KClO_4} = 5{,}17 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ K_2SO_4$$

La riqueza en K_2O del fertilizante es:

$$\frac{5{,}17 \cdot 10^{-2}\ \text{mol}\ K_2SO_4}{10{,}0\ \text{g fertilizante}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ K_2O}{1\ \text{mol}\ K_2SO_4} \cdot \frac{94{,}2\ \text{g}\ K_2O}{1\ \text{mol}\ K_2O} \cdot 100 = 48{,}7\ \%\ K_2O$$

c) La ecuación química correspondiente a la reacción entre cloruro de potasio y nitrato de plata es:

$$KCl(s) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$$

d) Relacionando $AgNO_3$ con KCl en la muestra de 50,00 mL:

$$7{,}10\ \text{mL}\ AgNO_3\ 0{,}10\ \text{M} \cdot \frac{0{,}10\ \text{mmol}\ AgNO_3}{1\ \text{mL}\ AgNO_3\ 0{,}10\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol KCl}}{1\ \text{mmol}\ AgNO_3} = 0{,}71\ \text{mmol KCl}$$

La cantidad de KCl contenido en los 500 mL de disolución es:

$$500\ \text{mL disolución} \cdot \frac{0{,}71\ \text{mmol KCl}}{50{,}00\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol KCl}}{10^3\ \text{mmol KCl}} = 7{,}1 \cdot 10^{-3}\ \text{mol KCl}$$

El porcentaje de KCl en el fertilizante es:

$$\frac{7{,}1 \cdot 10^{-3}\ \text{mol KCl}}{10{,}0\ \text{g fertilizante}} \cdot \frac{74{,}6\ \text{g KCl}}{1\ \text{mol KCl}} \cdot 100 = 5{,}3\ \%\ \text{KCl}$$

8.110. Se podría definir un huevo como la célula de mayor tamaño que existe. También se podría identificar como un alimento muy completo y bastante frecuente en nuestra gastronomía. Un huevo de gallina consta de dos partes: la clara y la yema (parte nutritiva). Además, su cáscara está formada por un 94 % de carbonato de calcio.
Entre los experimentos "caseros" que se pueden realizar está el siguiente:
se toma un huevo de gallina y se sumerge en un bote que contiene vinagre. Se tapa dicho frasco para evitar que el olor poco agradable salga al exterior. Tras un breve periodo de tiempo se observa la aparición de pequeñas burbujas que se deben a la generación de un gas (dióxido de carbono). El proceso se podría describir como: Vinagre + Cáscara de huevo → Gas.
Poco a poco, se va viendo cómo la cáscara se hace más fina hasta "desaparecer" en un tiempo aproximado de dos días, siendo en algunas ocasiones necesario renovar el vinagre. Estos cambios se deben a que el ácido acético del vinagre, al reaccionar con el carbonato de calcio va desapareciendo; siendo necesario más reactivo (vinagre) para que el proceso continúe.
Además de perder la cáscara, la membrana semipermeable que envuelve a la célula y está situada inmediatamente debajo de ella, adquiere consistencia gomosa. Esto permite que se puedan llegar a realizar pequeños botes con el huevo sin que se rompa.
Teniendo en cuenta que la reacción química que se produce es: ácido acético reacciona con carbonato de calcio para dar dióxido de carbono, agua y acetato de calcio:
a) Escriba y ajuste la reacción.
b) Si el huevo de nuestro experimento pesa 90 g y su cáscara aporta el 15 % de este peso, calcule, teniendo en cuenta la composición de la cáscara, el número de moles de ácido acético necesarios para que se disuelva toda la cáscara.
c) Calcule el volumen de vinagre que hay que poner para la disolución de la cáscara teniendo en cuenta que el vinagre utilizado va a tener un 8,0 % (en peso) de ácido acético y que la densidad del vinagre a la temperatura del experimento es 1.010 kg m^{-3}.

(Murcia 2012)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción entre $CaCO_3$ y CH_3COOH es:

$$CaCO_3(s) + 2\ CH_3COOH(aq) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l) + Ca(CH_3COO)_2(aq)$$

b) La cantidad de $CaCO_3$ contenido en la cáscara del huevo es:

$$90\ \text{g huevo} \cdot \frac{15\ \text{g cáscara}}{100\ \text{g huevo}} \cdot \frac{94\ \text{g}\ CaCO_3}{100\ \text{g cáscara}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3} = 0{,}13\ \text{mol}\ CaCO_3$$

Relacionando $CaCO_3$ con CH_3COOH:

$$0{,}13\ \text{mol}\ CaCO_3 \cdot \frac{2\ \text{mol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} = 0{,}26\ \text{mol}\ CH_3COOH$$

c) Relacionando CH_3COOH con vinagre:

$$0{,}26\ \text{mol}\ CH_3COOH \cdot \frac{60{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH}{1\ \text{mol}\ CH_3COOH} \cdot \frac{100\ \text{g vinagre}}{8{,}0\ \text{g}\ CH_3COOH} = 1{,}9 \cdot 10^2\ \text{g vinagre}$$

El volumen de vinagre es:

$$1{,}9 \cdot 10^2\ \text{g vinagre} \cdot \frac{1\ \text{kg vinagre}}{10^3\ \text{g vinagre}} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ \text{vinagre}}{1.010\ \text{kg vinagre}} \cdot \frac{10^3\ \text{L vinagre}}{1\ \text{m}^3\ \text{vinagre}} = 0{,}19\ \text{L vinagre}$$

8.111. La reacción de amoniaco (g) con dióxido de carbono (g) produce urea, $(NH_2)_2CO(s)$, y agua (l). Si en el proceso de obtención se hacen reaccionar 450 g de amoniaco con 800 g de dióxido de carbono:
a) Escriba la reacción ajustada.
b) ¿Cuál de los dos reactivos es el reactivo limitante?
c) Calcule la masa de urea que se formará.
d) ¿Qué masa de reactivo quedará sin reaccionar? ¿Qué volumen ocupará el reactivo en exceso, medido a la presión de 700 mmHg y 30 °C?

(Castilla y León 2012)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CO_2 y NH_3 es:

$$CO_2(g) + 2\ NH_3(g) \rightarrow (NH_2)_2CO(s) + H_2O(l)$$

b) Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada una de las especies reaccionantes es:

$$\left.\begin{array}{l} 450\ \text{g}\ NH_3 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ NH_3}{17{,}0\ \text{g}\ NH_3} = 26{,}4\ \text{mol}\ NH_3 \\[2ex] 800\ \text{g}\ CO_2 \cdot \dfrac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44{,}0\ \text{g}\ CO_2} = 18{,}2\ \text{mol}\ CO_2 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{26{,}4\ \text{mol}\ NH_3}{18{,}2\ \text{mol}\ CO_2} = 1{,}5$$

como la relación molar es menor que 2 quiere decir que queda CO_2 sin reaccionar, por lo que el NH_3 es el reactivo limitante que determina la cantidad de $(NH_2)_2CO$ que se obtiene.

c) Relacionando NH_3 con $(NH_2)_2CO$:

$$26{,}4\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ (NH_2)_2CO}{2\ \text{mol}\ NH_3} \cdot \frac{60{,}0\ \text{g}\ (NH_2)_2CO}{1\ \text{mol}\ (NH_2)_2CO} = 792\ \text{g}\ (NH_2)_2CO$$

d) Relacionando NH_3 con CO_2:

$$26{,}4\ \text{mol}\ NH_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{2\ \text{mol}\ NH_3} = 13{,}2\ \text{mol}\ CO_2\ \text{(reaccionado)}$$

La cantidad que queda sin reaccionar es:

$$18{,}2 \text{ mol } CO_2 \text{ (inicial)} - 13{,}2 \text{ mol } CO_2 \text{ (reaccionado)} = 5{,}00 \text{ mol } CO_2 \text{ (exceso)}$$

$$5{,}00 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{44{,}0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 220 \text{ g } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el CO_2 sobrante es:

$$V = \frac{(5{,}00 \text{ mol } CO_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15) \text{ K}}{700 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 135 \text{ L } CO_2$$

8.112. Se quieren preparar 0,500 mol de un compuesto Z puro mediante las siguientes reacciones:

$X \rightarrow 2\ Y$

$3\ Y \rightarrow 2\ Z$

Se espera un rendimento del 70,0 % en la primera etapa y del 65,0 % en la segunda. En la purificación del compuesto Z por recristalización en agua caliente, se producen unas pérdidas del 20,0 % de este compuesto. Determine la cantidad de moles del compuesto X necesarios para llevar a cabo el proceso.

(Baleares 2012)

▪ Recristalización ($\eta = 80{,}0$ %):

$$n_3 \text{ mol Z (teórico)} \cdot \frac{80{,}0 \text{ mol Z (recristalizado)}}{100 \text{ mol Z (teórico)}} = 0{,}500 \text{ mol Z} \quad \rightarrow \quad n_3 = 0{,}625 \text{ mol Z}$$

▪ 2ª Etapa ($\eta = 65{,}0$ %):

$$n_2 \text{ mol Y (teórico)} \cdot \frac{65{,}0 \text{ mol Y (real)}}{100 \text{ mol Y (teórico)}} \cdot \frac{2 \text{ mol Z}}{3 \text{ mol Y}} = 0{,}625 \text{ mol Z} \quad \rightarrow \quad n_2 = 1{,}44 \text{ mol Y}$$

▪ 1ª Etapa ($\eta = 70{,}0$ %):

$$n_1 \text{ mol X (teórico)} \cdot \frac{70{,}0 \text{ mol X (real)}}{100 \text{ mol X (teórico)}} \cdot \frac{2 \text{ mol Y}}{1 \text{ mol X}} = 1{,}44 \text{ mol Y} \quad \rightarrow \quad n_1 = 1{,}03 \text{ mol X}$$

8.113. En la industria electroquímica de obtención de cloro, se usa como materia prima salmuera (disolución concentrada de cloruro de sodio en agua). Desde el punto de vista estequiométrico, la reacción que representa el proceso es la siguiente:

$$2\ NaCl(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ NaOH(aq) + Cl_2(g) + H_2(g)$$

45,0 kg de NaCl de pureza 83,0 % (en peso) se disuelven en la cantidad adecuada de agua para obtener la salmuera que se debe tratar. Como resultado del proceso se obtienen 35,73 L de disolución de NaOH cuya riqueza es del 36,0 % en peso y densidad 1,39 kg L^{-1}.

Determine:

a) La masa de NaOH obtenida, en kg.

b) El volumen de cloro obtenido, en litros, medido a 25 °C y 1 atm.

c) El rendimiento del proceso.

(Preselección Valencia 2012)

a) La masa de NaOH obtenida es:

$$35{,}73 \text{ L NaOH } 36{,}0\ \% \cdot \frac{1{,}39 \text{ kg NaOH } 36{,}0\ \%}{1 \text{ L NaOH } 36{,}0\ \%} \cdot \frac{36{,}0 \text{ kg NaOH}}{100 \text{ kg NaOH } 36{,}0\ \%} = 17{,}9 \text{ kg NaOH}$$

b) Relacionando NaOH con Cl_2:

$$17{,}9\ \text{kg NaOH}\cdot\frac{10^3\ \text{g NaOH}}{1\ \text{kg NaOH}}\cdot\frac{1\ \text{mol NaOH}}{40{,}0\ \text{g NaOH}}\cdot\frac{1\ \text{mol Cl}_2}{2\ \text{mol NaOH}}=224\ \text{mol Cl}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V=\frac{(224\ \text{mol Cl}_2)\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}}=5{,}48\cdot10^3\ \text{L Cl}_2$$

c) Para calcular el rendimiento del proceso es necesaria calcular previamente la cantidad de NaOH que se debería haber obtenido a partir de la salmuera:

$$45{,}0\ \text{kg NaCl 83 \%}\cdot\frac{83{,}0\ \text{kg NaCl}}{100\ \text{kg NaCl 83,0 \%}}\cdot\frac{10^3\ \text{g NaCl}}{1\ \text{kg NaCl}}\cdot\frac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}}=638\ \text{mol NaCl}$$

Relacionando NaCl con NaOH:

$$638\ \text{mol NaCl}\cdot\frac{2\ \text{mol NaOH}}{2\ \text{mol NaCl}}\cdot\frac{40{,}0\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}}\cdot\frac{1\ \text{kg NaOH}}{10^3\ \text{g NaOH}}=25{,}5\ \text{kg NaOH}$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta=\frac{17{,}9\ \text{kg NaOH (real)}}{25{,}5\ \text{kg NaOH (teórico)}}\cdot100=70{,}2\ \%$$

8.114. La piedra caliza es una materia prima mineral que está constituida mayoritariamente por la sustancia química denominada carbonato de calcio.
En la mayor parte de los casos, la caliza se extrae de canteras mediante voladuras industriales, es decir, mediante la acción mecánica derivada de la detonación de productos químicos explosivos. Una vez recogida y triturada mecánicamente, la caliza se somete a calcinación mediante tratamiento por encima de 400 °C, al final del cual toda la caliza se ha transformado en un producto denominado cal viva, químicamente constituida por óxido de calcio.
Una de las aplicaciones de la cal viva es la neutralización de aguas residuales ácidas al objeto de lograr un pH cercano a 7 y reducir el impacto ambiental y permitir la aplicación de posteriores tratamientos de depuración biológica.
En un proceso industrial se generan aguas residuales que contienen 100 mg L^{-1} de ácido nítrico y 200 mg L^{-1} de ácido sulfúrico. En la neutralización de dichas aguas se emplea cal viva procedente de la calcinación de piedra caliza con prácticamente 100 % de riqueza en carbonato de calcio.
a) Escriba y ajuste las reacciones químicas que se producen en el proceso de calcinación y en el proceso de neutralización de aguas con ácido sulfúrico y ácido nítrico.
b) Calcule la cantidad diaria de piedra caliza (en mol y kg) necesaria para neutralizar 10,0 m^3 de aguas residuales que se producen por día en el proceso industrial.
c) Calcule el volumen de dióxido de carbono (en condiciones normales de presión y temperatura) emitido por día en el proceso de calcinación de la caliza calculada en el punto b).

(País Vasco 2012)

a) La ecuación química ajustada correspondiente al proceso de calcinación es:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a los procesos de neutralización de los dos ácidos con CaO son, respectivamente:

$$CaO(s) + 2\ HNO_3(aq) \rightarrow Ca(NO_3)_2(aq) + H_2O(l)$$

$$CaO(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow CaSO_4(s) + H_2O(l)$$

b) La cantidad de cal viva necesaria para neutralizar el HNO_3 es:

$$10{,}0 \text{ m}^3 \text{ agua} \cdot \frac{10^3 \text{ L agua}}{1 \text{ m}^3 \text{ agua}} \cdot \frac{100 \text{ mg HNO}_3}{1 \text{ L agua}} \cdot \frac{1 \text{ g HNO}_3}{10^3 \text{ mg HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63{,}0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{2 \text{ mol HNO}_3} = 7{,}94 \text{ mol CaO}$$

La cantidad de cal viva necesaria para neutralizar el H_2SO_4 es:

$$10{,}0 \text{ m}^3 \text{ agua} \cdot \frac{10^3 \text{ L agua}}{1 \text{ m}^3 \text{ agua}} \cdot \frac{200 \text{ mg H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L agua}} \cdot \frac{1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{10^3 \text{ mg H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98{,}1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 20{,}4 \text{ mol CaO}$$

La cantidad total consumida de CaO es:

$$(7{,}94 + 20{,}4) \text{ mol CaO} = 28{,}3 \text{ mol CaO}$$

Relacionando CaO y $CaCO_3$:

$$28{,}3 \text{ mol CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaO}} = 28{,}3 \text{ mol CaCO}_3$$

La masa correspondiente es:

$$28{,}3 \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{100{,}1 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ kg CaCO}_3}{10^3 \text{ g CaCO}_3} = 2{,}83 \text{ kg CaCO}_3$$

c) Relacionando CaO con CO_2:

$$28{,}3 \text{ mol CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaO}} = 28{,}3 \text{ mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(28{,}3 \text{ mol CO}_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (273{,}15 \text{ K})}{1 \text{ atm}} = 7{,}73 \cdot 10^3 \text{ L CO}_2$$

8.115. Cierta central térmica utiliza carbón (lignito) como combustible y transforma su energía química en energía eléctrica. Si una de sus calderas consume en una hora 1.000 kg de lignito, el cual tiene una riqueza en carbono del 80,0 %.
a) Calcule los litros de aire, medidos a 800 mmHg y 100 °C, que son necesarios para quemar esa cantidad de carbón.
b) El lignito utilizado contiene el 7,00 % de S, cuya combustión produce otro gas muy contaminante, dióxido de azufre (responsable de la lluvia ácida). Calcule la cantidad en kg de dióxido de azufre que se produce en la combustión de los 1.000 kg de lignito, si el rendimiento de la conversión de azufre a SO_2 es del 70,0 %.
(Dato. El aire contiene un 21,0 % en volumen de oxígeno)

(Preselección Valencia 2012)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión del C es:

$$\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$$

Relacionando carbón y O_2:

$$1.000 \text{ kg lignito} \cdot \frac{10^3 \text{ g lignito}}{1 \text{ kg lignito}} \cdot \frac{80{,}0 \text{ g C}}{100 \text{ g lignito}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12{,}0 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}} = 6{,}67 \cdot 10^4 \text{ mol O}_2$$

Relacionando O_2 y aire:

$$6{,}67 \cdot 10^4 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21{,}0 \text{ L O}_2} = 3{,}17 \cdot 10^5 \text{ mol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el aire es:

$$V = \frac{(3{,}17 \cdot 10^5 \text{ mol}) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15) \text{ K}}{800 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 9{,}22 \cdot 10^6 \text{ L aire}$$

b) La ecuación química correspondiente a la combustión del S es:

$$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$

Relacionando carbón con S y SO_2:

$$1.000 \text{ kg lignito} \cdot \frac{10^3 \text{ g lignito}}{1 \text{ kg lignito}} \cdot \frac{7{,}00 \text{ g S}}{100 \text{ g lignito}} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32{,}1 \text{ g S}} \cdot \frac{1 \text{ mol } SO_2}{1 \text{ mol S}} = 2{,}19 \cdot 10^3 \text{ mol } SO_2$$

Teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso es del 70,0 %:

$$2{,}19 \cdot 10^3 \text{ mol } SO_{2\,(\text{teórico})} \cdot \frac{70{,}0 \text{ mol } SO_{2\ (\text{real})}}{100 \text{ mol } SO_{2\ (\text{teórico})}} \cdot \frac{64{,}1 \text{ g } SO_2}{1 \text{ mol } SO_2} \cdot \frac{1 \text{ kg } SO_2}{10^3 \text{ g } SO_2} = 140 \text{ kg } SO_2$$

8.116. En las formulaciones químicas de fuegos artificiales, una de las sustancias químicas que intervienen usualmente es el clorato de potasio, que se descompone por calentamiento produciendo oxígeno molecular que reacciona con otras sustancias químicas combustibles y reductoras para obtener efectos de luz y sonido. En el mismo proceso de generación de oxígeno se forma cloruro de potasio.
Este mismo proceso de producción de oxígeno se puede realizar utilizando perclorato de potasio y también con clorato de sodio, teniendo lugar reacciones similares.
Se pide:
a) Escriba y ajuste las reacciones de descomposición, y calcule los litros de oxígeno molecular (O_2), en condiciones normales de presión y temperatura, que se producen al descomponerse 500 g de cada una de las siguientes sustancias:
- a1) clorato de potasio
- a2) perclorato de potasio
- a3) clorato de sodio.

b) En los mismos tres casos, suponiendo que la descomposición y producción de oxígeno se produce en el interior de una carcasa pirotécnica de 1 L de volumen útil, estime la presión de oxígeno que se produce dentro de la carcasa, tras el calentamiento y descomposición de cada una de dichas sustancias químicas, si se alcanza una temperatura de 1 200 °C.
Considere despreciable el volumen ocupado por los cloruros alcalinos en el interior de la carcasa.

(País Vasco 2012)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a los procesos de descomposición de las tres sustancias propuestas son, respectivamente:

$$2\ KClO_3(s) \rightarrow 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$$

$$KClO_4(s) \rightarrow KCl(s) + 2\ O_2(g)$$

$$2\ NaClO_3(s) \rightarrow 2\ NaCl(s) + 3\ O_2(g)$$

La cantidad de O_2 que se obtiene a partir de cada sustancia y el volumen que ocupa considerando comportamiento ideal es:

a1) Relacionando $KClO_3$ con O_2:

$$500 \text{ g } KClO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } KClO_3}{122{,}6 \text{ g } KClO_3} \cdot \frac{3 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } KClO_3} = 6{,}12 \text{ mol } O_2$$

$$V = \frac{(6{,}12 \text{ mol } O_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (273{,}15 \text{ K})}{1 \text{ atm}} = 137 \text{ L } O_2$$

a2) Relacionando $KClO_4$ con O_2:

$$500 \text{ g } KClO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } KClO_4}{138{,}6 \text{ g } KClO_4} \cdot \frac{2 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } KClO_4} = 7{,}22 \text{ mol } O_2$$

$$V = \frac{(7{,}22 \text{ mol } O_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (273{,}15 \text{ K})}{1 \text{ atm}} = 62 \text{ L } O_2$$

a3) Relacionando $NaClO_3$ con O_2:

$$500 \text{ g } NaClO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } NaClO_3}{106{,}5 \text{ g } NaClO_3} \cdot \frac{3 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } NaClO_3} = 7{,}04 \text{ mol } O_2$$

$$V = \frac{(7{,}04 \text{ mol } O_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (273{,}15 \text{ K})}{1 \text{ atm}} = 158 \text{ L } O_2$$

b) Considerando comportamiento ideal, la presión que ejerce en el interior de la carcasa el O_2 que se obtiene a partir de cada sustancia es:

b1) $KClO_3$

$$p_{O_2} = \frac{(6{,}12 \text{ mol } O_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (1\,200 + 273{,}15) \text{ K}}{1{,}00 \text{ L}} = 739 \text{ atm}$$

b2) $KClO_4$

$$p_{O_2} = \frac{(7{,}22 \text{ mol } O_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (1\,200 + 273{,}15) \text{ K}}{1{,}00 \text{ L}} = 872 \text{ atm}$$

b3) $NaClO_3$

$$p_{O_2} = \frac{(7{,}04 \text{ mol } O_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (1\,200 + 273{,}15) \text{ K}}{1{,}00 \text{ L}} = 851 \text{ atm}$$

8.117. Cada año se producen millones de toneladas de urea, $CO(NH_2)_2$, utilizadas como fertilizante. La reacción (ajustada) que se emplea es:

$$2 \, NH_3 + CO_2 \rightarrow CO(NH_2)_2 + H_2O$$

a) Si se forman 23,85 g de urea por mol de NH_3 que reacciona, determine el rendimiento de esta reacción.
b) Si se dispone de un kg de amoniaco y un kg de dióxido de carbono, determine la masa, en gramos, de urea que se obtendrá teniendo en cuenta el rendimiento determinado en el apartado anterior.

(Preselección Valencia 2013)

a) Relacionando NH_3 y $CO(NH_2)_2$ se calcula la cantidad de urea que se debía de haber obtenido:

$$1 \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO(NH_2)_2}{2 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{60{,}0 \text{ g } CO(NH_2)_2}{1 \text{ mol } CO(NH_2)_2} = 30{,}0 \text{ g } CO(NH_2)_2$$

El rendimiento de proceso es:

$$\eta = \frac{23{,}85 \text{ g } CO(NH_2)_2 \text{ (real)}}{30{,}0 \text{ g } CO(NH_2)_2 \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 79{,}5 \, \%$$

b) Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada una de las especies reaccionantes es:

$$\left.\begin{array}{l} 1{,}00\ \text{kg NH}_3 \cdot \dfrac{10^3\ \text{g NH}_3}{1\ \text{kg NH}_3} \cdot \dfrac{1\ \text{mol NH}_3}{17{,}0\ \text{g NH}_3} = 58{,}8\ \text{mol NH}_3 \\ 1{,}00\ \text{kg CO}_2 \cdot \dfrac{10^3\ \text{g CO}_2}{1\ \text{kg CO}_2} \cdot \dfrac{1\ \text{mol CO}_2}{44{,}0\ \text{g CO}_2} = 22{,}7\ \text{mol CO}_2 \end{array}\right\} \rightarrow \quad \frac{58{,}8\ \text{mol NH}_3}{22{,}7\ \text{mol CO}_2} = 2{,}59$$

como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que queda NH_3 sin reaccionar, por lo que el CO_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de $CO(NH_2)_2$ que se obtiene.

Relacionando CO_2 con $CO(NH_2)_2$:

$$22{,}7\ \text{mol CO}_2 \cdot \frac{1\ \text{mol (NH}_2)_2\text{CO}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{60{,}0\ \text{g (NH}_2)_2\text{CO}}{1\ \text{mol (NH}_2)_2\text{CO}} \cdot \frac{1\ \text{kg (NH}_2)_2\text{CO}}{10^3\ \text{g (NH}_2)_2\text{CO}} = 1{,}36\ \text{kg (NH}_2)_2\text{CO}$$

Teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso es del 79,5 %:

$$1{,}36\ \text{kg (NH}_2)_2\text{CO} \cdot \frac{79{,}5\ \text{kg CO(NH}_2)_2\ \text{(real)}}{100\ \text{kg CO(NH}_2)_2\ \text{(teórico)}} = 1{,}08\ \text{kg (NH}_2)_2\text{CO}$$

8.118. La pirita es un mineral, utilizado en la obtención de sulfúrico, cuyo componente mayoritario es el disulfuro de hierro, FeS_2. La tostación de la pirita (calentamiento en presencia de oxígeno) da lugar a óxido de hierro(III) y dióxido de azufre:

$$4\ \text{FeS}_2\text{(s)} + 11\ \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\ \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)} + 8\ \text{SO}_2\text{(g)}$$

a) Calcule la pureza de cierta muestra de pirita si la tostación de 5,765 g produce 3,188 g de óxido de hierro(III).
b) El dióxido de azufre obtenido se utiliza para la síntesis del ácido sulfúrico de acuerdo con la reacción:

$$2\ \text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} + 2\ \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\ \text{H}_2\text{SO}_4\text{(l)}$$

Calcule el volumen de aire medido a 10 °C y 810 mmHg necesario para producir 1 tonelada de ácido sulfúrico si el rendimiento total es del 80,0 %.

(Dato. Composición del aire (en volumen): 21,0 % O_2 y 79,0 % N_2)

(Preselección Valencia 2013)

a) Relacionando Fe_2O_3 con FeS_2 y con pirita se obtiene la riqueza de la misma:

$$\frac{3{,}188\ \text{g Fe}_2\text{O}_3}{5{,}765\ \text{g pirita}} \cdot \frac{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}{159{,}6\ \text{g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{4\ \text{mol FeS}_2}{2\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{120{,}0\ \text{g FeS}_2}{1\ \text{mol FeS}_2} \cdot 100 = 83{,}16\ \%\ \text{FeS}_2$$

b) Relacionando H_2SO_4 con O_2 y teniendo en cuenta un rendimiento del 80,0 %:

$$x\ \text{mol O}_2\ \text{(teórico)} \cdot \frac{2\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol O}_2} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{80{,}0\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ \text{(real)}}{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ \text{(teórico)}} \cdot \frac{1\ \text{t H}_2\text{SO}_4}{10^6\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = 1{,}00\ \text{t H}_2\text{SO}_4$$

Se obtiene, $x = 6{,}37 \cdot 10^3$ mol O_2.

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el O_2 consumido es:

$$V = \frac{(6{,}37 \cdot 10^3\ \text{mol O}_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (10\ +\ 273{,}15)\ \text{K}}{810\ \text{mmHg}} \cdot \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 1{,}39 \cdot 10^5\ \text{L O}_2$$

Relacionando O_2 con aire:

$$1{,}39 \cdot 10^5 \text{ L } O_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21{,}0 \text{ L } O_2} = 6{,}61 \cdot 10^5 \text{ L aire}$$

8.119. Cuando se pasa una corriente de aire sobre metano CH_4(g), se obtiene dióxido de carbono (g) y agua líquida. En un experimento se parte de 5,6 g de CH_4 y se hacen pasar 153 L de aire (20 % de oxígeno y 80 % de nitrógeno) medidos a 1 atm y 100 °C.
a) Calcule el volumen de dióxido de carbono que se obtendrá a 1 atm y 100 °C.
b) ¿Qué masa de oxígeno quedará sin reaccionar?
c) Si el volumen de dióxido de carbono recogido ha sido de 7,0 L, a 1 atm y 100 °C. ¿Cuál ha sido el rendimiento de la reacción?
d) Calcule el volumen de CO_2 que se obtendría si el metano tuviese una pureza del 80 %.
(Valencia 2013)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del CH_4 es:

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

De acuerdo con lo propuesto en el apartado b) el limitante de la reacción es el CH_4. Relacionando esta sustancia con CO_2:

$$5{,}6 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16{,}0 \text{ g } CH_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CH_4} = 0{,}35 \text{ mol } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}35 \text{ mol } CO_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 11 \text{ L } CO_2$$

b) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de O_2 presentes en la muestra de aire inicial es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 135 \text{ L aire}}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15) \text{ K}} \cdot \frac{20 \text{ L } O_2}{100 \text{ L aire}} = 1{,}0 \text{ mol } O_2$$

Relacionando CH_4 con O_2:

$$5{,}6 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16{,}0 \text{ g } CH_4} \cdot \frac{2 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } CH_4} = 0{,}70 \text{ mol } O_2$$

La cantidad de O_2 que queda sin reaccionar es:

$$1{,}0 \text{ mol } O_2 \text{ (inicial)} - 0{,}70 \text{ mol } O_2 \text{ (gastado)} = 0{,}30 \text{ mol } O_2 \text{ (exceso)}$$

$$0{,}30 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{32{,}0 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 9{,}6 \text{ g } O_2$$

c) Relacionando las cantidades experimental y teórica se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{7{,}0 \text{ L } CO_2 \text{ (real)}}{11 \text{ L } CO_2 \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 64\ \%$$

d) Si la muestra de CH_4 tiene una riqueza del 80 % la cantidad de CO_2 producido en la combustión también será el 80 % del que se calcula en el apartado a):

$$5{,}6 \text{ g mezcla} \cdot \frac{80 \text{ g } CH_4}{100 \text{ g mezcla}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16{,}0 \text{ g } CH_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CH_4} = 0{,}28 \text{ mol } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}28\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (100 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 8{,}6\ \text{L}\ CO_2$$

8.120. ¿Qué masa de agua se obtiene en la combustión de 100 m^3 de propano, medidos en condiciones estándar (1 atm y 25 °C)?
Si se alcanza la temperatura de 600 °C y se supone la presión de 1 atm, ¿qué volumen de dióxido de carbono se produce en la combustión?

(Cantabria 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del propano, C_3H_8, es:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas que se queman es:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 100\ \text{m}^3}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{10^3\ \text{L}}{1\ \text{m}^3} = 4{,}09 \cdot 10^3\ \text{mol}\ C_3H_8$$

Relacionando C_3H_8 con H_2O:

$$4{,}09 \cdot 10^3\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \frac{4\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} \cdot \frac{18{,}0\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} \cdot \frac{1\ \text{kg}\ H_2O}{10^3\ \text{g}\ H_2O} = 294\ \text{kg}\ H_2O$$

Relacionando C_3H_8 con CO_2:

$$4{,}09 \cdot 10^3\ \text{mol}\ C_3H_8 \cdot \frac{3\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 1{,}23 \cdot 10^4\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1{,}23 \cdot 10^4\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (600 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 8{,}81 \cdot 10^5\ \text{L}\ CO_2$$

8.121. El cloro se prepara por electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio, obteniendo como productos, además del cloro, hidróxido de sodio e hidrógeno.
a) Escriba y ajuste la reacción que tiene lugar.
b) Si el hidrógeno y el cloro se recogen de forma separada a 8 atm y 20 °C, ¿qué volumen de cada uno de los gases se obtendrá a partir de 1,5 kg de cloruro de sodio de riqueza 90 %?
c) Si ambos gases (hidrógeno y cloro) se introducen dentro de un recipiente de 15 L a 25 °C, determine las presiones parciales de cada uno de los gases, así como la presión total dentro del recipiente.

(Baleares 2013)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la electrólisis del NaCl(aq) es:

$$2\ NaCl(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ NaOH(aq) + Cl_2(g) + H_2(g)$$

b) La cantidad de NaOH que se electroliza es:

$$1{,}5\ \text{kg NaOH}\ 90\ \% \cdot \frac{90\ \text{kg NaOH}}{100\ \text{kg NaOH}\ 90\ \%} \cdot \frac{10^3\ \text{g NaOH}}{1\ \text{kg NaOH}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40{,}0\ \text{g NaOH}} = 34\ \text{mol NaOH}$$

Relacionando NaOH con ambos gases:

$$34\ \text{mol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Cl_2}{2\ \text{mol NaOH}} = 17\ \text{mol}\ Cl_2$$

$$34\ \text{mol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2}{2\ \text{mol NaOH}} = 17\ \text{mol}\ H_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por cada uno de los gases es el mismo ya que existe el mismo número de moles de ambos:

$$V = \frac{(17 \text{ mol gas}) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15) \text{ K}}{8 \text{ atm}} = 51 \text{ L gas}$$

c) Considerando comportamiento ideal, la presión parcial ejercida por cada uno de los gases es la misma ya que existe el mismo número de moles de ambos:

$$p = \frac{(17 \text{ mol}) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15) \text{ K}}{15 \text{ L}} = 28 \text{ atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla gaseosa será de 56 atm, exactamente el doble del valor obtenido anteriormente ya que ambas presiones parciales son idénticas.

8.122. Casi un 90 % de la producción mundial de cobre se realiza a partir de procesos pirometalúrgicos sobre metales que contienen sulfuros de cobre. Estos procesos pirometalúrgicos consisten en la obtención de cobre, al tratar los sulfuros con una corriente de aire, rica en oxígeno a altas temperaturas.
El cobre está presente en la corteza terrestre principalmente en forma de minerales sulfurados como la calcopirita ($CuFeS_2$), bornita (Cu_5FeS_4) y calcosina (Cu_2S). Una multinacional minera está estudiando la posibilidad de explotar un yacimiento a cielo abierto de calcopirita en Australia, o un yacimiento a cielo abierto de calcosina en Canadá.
Al laboratorio central de la compañía minera han sido enviadas muestras de ambas localizaciones, por un lado se han recibido 190 kg de roca que contiene mineral de calcopirita y por el otro se han recibido 180 kg de roca que contiene mineral de calcosina.
Tras el proceso de tostación realizado en el horno piloto del laboratorio se han obtenido que la calcopirita posee una pureza en cobre del 0,050 %, sin embargo se han perdido los resultados de la calcosina. Teniendo en cuenta que del horno se recuperaron 36 g de cobre puro a partir de los 100 kg de calcosina, conteste a las siguientes cuestiones:
a) Escriba la ecuación química del proceso de tostación de la calcosina.
b) Ajuste la ecuación química del proceso de tostación de la calcosina.
c) Calcule la pureza expresada en porcentaje en peso de cobre de la muestra de calcosina, introducida en el horno.
d) ¿Qué cantidad de aire, enriquecido en oxígeno, en c.n. y composición (25 % O_2 y 75 % N_2) es necesario para llevar a cabo la tostación de 100 kg de calcosina?
e) ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico 3,0 M se puede producir a partir del proceso de tostación de 100 kg de calcosina?
f) ¿Cuál de las dos muestras de roca contiene mayor porcentaje en peso de mineral?
g) ¿Qué yacimiento interesa explotar a la compañía desde el punto de vista de la cantidad de cobre por tonelada de material?

(Galicia 2013)

a-b) La ecuación química ajustada correspondiente a la tostación de la calcosina es:

$$Cu_2S(g) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g) + Cu(s)$$

c) Relacionando la cantidad de calcosina con la de cobre se obtiene la riqueza del mineral:

$$100 \text{ kg mineral} \cdot \frac{10^3 \text{ g mineral}}{1 \text{ kg mineral}} \cdot \frac{x \text{ g Cu}}{100 \text{ g mineral}} = 36 \text{ g Cu} \quad \rightarrow \quad x = 0{,}036 \text{ % Cu}$$

d) Suponiendo que durante la tostación solo reacciona con O_2 el Cu_2S contenido en la calcosina que según se ha calculado tiene una riqueza del 0,036 %:

$$100\ \text{kg mineral} \cdot \frac{10^3\ \text{g mineral}}{1\ \text{kg mineral}} \cdot \frac{0{,}036\ \text{g Cu}}{100\ \text{g mineral}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Cu_2S}{2\ \text{mol Cu}} = 0{,}28\ \text{mol}\ Cu_2S$$

Relacionando Cu_2S con O_2 y suponiendo que el contenido de este en el aire enriquecido está expresado como porcentaje en masa:

$$0{,}28\ \text{mol}\ Cu_2S \cdot \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ Cu_2S} \cdot \frac{32{,}0\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} \cdot \frac{100\ \text{g aire}}{25\ \text{g}\ O_2} = 36\ \text{g aire}$$

e) Suponiendo que todo el azufre contenido en la calcosina se transforma en H_2SO_4 y este en disolución 3,0 M:

$$0{,}28\ \text{mol}\ Cu_2S \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol S}} \cdot \frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 3{,}0\ \text{M}}{3{,}0\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 0{,}093\ \text{L}\ H_2SO_4\ 3\ \text{M}$$

f) A partir de la cantidad de cobre de cada mineral se puede calcular la riqueza de cada compuesto:

▪ Riqueza de la calcopirita ($CuFeS_2$)

$$\frac{0{,}050\ \text{g Cu}}{100\ \text{g mineral}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CuFeS_2}{1\ \text{mol Cu}} \cdot \frac{183{,}5\ \text{g}\ CuFeS_2}{1\ \text{mol}\ CuFeS_2} \cdot 100 = 0{,}14\ \%\ CuFeS_2$$

▪ Riqueza de la calcosina (Cu_2S)

$$\frac{0{,}036\ \text{g Cu}}{100\ \text{g mineral}} \cdot \frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Cu_2S}{2\ \text{mol Cu}} \cdot \frac{159{,}1\ \text{g}\ Cu_2S}{1\ \text{mol}\ Cu_2S} \cdot 100 = 0{,}045\ \%\ Cu_2S$$

La muestra de roca que contiene calcopirita es la más rica en mineral.

g) El yacimiento de calcopirita de Australia es más rico en cobre (0,050 %) que el de calcosina de Canadá (0,036 %).

8.123. Un método para preparar peróxido de hidrógeno consiste en calentar hidrogenosulfato de amonio para obtener persulfato de amonio que, por hidrólisis, produce nuevamente hidrogenosulfato de amonio junto con el peróxido de hidrógeno.
a) Escriba las reacciones químicas involucradas en el proceso.
b) Si se supone que cada etapa del proceso tiene un rendimiento del 98 %, calcule la cantidad de hidrogenosulfato de amonio y de agua que se necesita para obtener 50 g de disolución de H_2O_2 al 30 % en peso.
c) Determine el volumen de oxígeno, medido a 750 torr y 27 °C, que se podría obtener a partir de la cantidad de H_2O_2 obtenido en el punto b).

(País Vasco 2013)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes al proceso de obtención de peróxido de hidrógeno son, respectivamente:

$$2\ NH_4HSO_4(s) \rightarrow (NH_4)_2S_2O_8(s) + H_2(g)$$

$$(NH_4)_2S_2O_8\ (s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ NH_4HSO_4(aq) + H_2O_2\ (aq)$$

b) La cantidad de H_2O_2 a producir es:

$$50\ \text{g}\ H_2O_2\ 30\ \% \cdot \frac{30\ \text{g}\ H_2O_2}{100\ \text{g}\ H_2O_2\ 30\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2O_2}{34{,}0\ \text{g}\ H_2O_2} = 0{,}44\ \text{mol}\ H_2O_2$$

Relacionando H_2O_2 con H_2O teniendo en cuenta un rendimiento del 98 %:

$$x \text{ g } H_2O \cdot \frac{98 \text{ g } H_2O \text{ (real)}}{100 \text{ g } H_2O \text{ (teórico)}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18{,}0 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O_2}{2 \text{ mol } H_2O} = 0{,}44 \text{ mol } H_2O_2$$

Se obtiene, $x = 19 \text{ g } H_2O$.

Relacionando H_2O_2 con $(NH_4)_2S_2O_8$

$$0{,}44 \text{ mol } H_2O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } (NH_4)_2S_2O_8}{1 \text{ mol } H_2O_2} = 0{,}44 \text{ mol } (NH_4)_2S_2O_8$$

Relacionando $(NH_4)_2S_2O_8$ con NH_4HSO_4 teniendo en cuenta un rendimiento del 98 %:

$$x \text{ g } NH_4HSO_4 \cdot \frac{98 \text{ g } NH_4HSO_4 \text{ (real)}}{100 \text{ g } NH_4HSO_4 \text{ (teórico)}} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_4HSO_4}{115{,}1 \text{ g } NH_4HSO_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } (NH_4)_2S_2O_8}{2 \text{ mol } NH_4HSO_4} = 0{,}44 \text{ mol } (NH_4)_2S_2O_8$$

Se obtiene, $x = 103 \text{ g } NH_4HSO_4$.

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno es:

$$2\,H_2O_2(aq) \rightarrow 2\,H_2O(l) + O_2(g)$$

Relacionando H_2O_2 con O_2

$$0{,}44 \text{ mol } H_2O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } H_2O_2} = 0{,}22 \text{ mol } O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}22 \text{ mol } O_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273{,}15) \text{ K}}{750 \text{ Torr}} \cdot \frac{760 \text{ Torr}}{1 \text{ atm}} = 5{,}5 \text{ L } O_2$$

8.124. Una muestra de 30 g un ácido orgánico insaturado se quema en exceso de oxígeno produciéndose 66 g de dióxido de carbono y 21,6 g de agua. Además, 30,24 g del citado compuesto orgánico disueltos en 0,750 L de agua producen un descenso crioscópico de 0,750 °C. Sabiendo que $k_f = 1{,}86$ °C mol^{-1}, calcule:
a) Las fórmulas empírica y molecular del compuesto orgánico.
b) ¿Qué hibridación presenta cada átomo de carbono en dicho ácido?
c) Si en el proceso de combustión del ácido orgánico se producen 10 L de dióxido de carbono medidos a 800 torr y 60 °C, ¿cuál será el rendimiento de la reacción?

(Extremadura 2013)

Para facilitar los cálculos y evitar problemas con redondeos es preferible determinar previamente la masa molar de la sustancia. Esta puede obtenerse a partir de la expresión que relaciona la variación de temperatura de congelación de la disolución con la concentración molal de la misma, $\Delta T = k_f\, m$.

La masa molar de la sustancia X es:

$$0{,}750 \text{ °C} = 1{,}86 \frac{\text{°C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{30{,}24 \text{ g X}}{0{,}750 \text{ L } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ L } H_2O}{1{,}00 \text{ kg } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{M \text{ g X}} \quad \rightarrow \quad M = 100 \text{ g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular se relacionan los moles de átomos de cada elemento con la masa molar del compuesto X:

- El C se determina en forma de CO_2:

$$\frac{66 \text{ g } CO_2}{30 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44{,}0 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{100 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 5 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El H se determina en forma de H_2O:

$$\frac{21{,}6\ \text{g H}_2\text{O}}{30\ \text{g X}}\cdot\frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18{,}0\ \text{g H}_2\text{O}}\cdot\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}}\cdot\frac{100\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}}=8\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El O se determina por diferencia.

$$\frac{100\ \text{g X}-\left(5\ \text{mol C}\cdot\frac{12{,}0\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right)-\left(8\ \text{mol H}\cdot\frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right)}{1\ \text{mol X}}\cdot\frac{1\ \text{mol O}}{16{,}0\ \text{g O}}=2\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera del ácido X es $C_5H_8O_2$. Como esta fórmula no se puede simplificar, la fórmula empírica o sencilla es la misma.

Como se trata de un ácido insaturado debe poseer un doble enlace entre átomos de carbono, por lo que un posible isómero del mismo puede ser:

Como se puede observar, los átomos de carbono con doble enlace tienen hibridación sp^2, mientras que la hibridación es sp^3 para los que tienen enlaces sencillos.

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del ácido es:

$$C_5H_8O_2(s) + 6\ O_2(g) \rightarrow 5\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

Relacionando el ácido con CO_2:

$$30\ \text{g C}_5\text{H}_8\text{O}_2\cdot\frac{1\ \text{mol C}_5\text{H}_8\text{O}_2}{100\ \text{g C}_5\text{H}_8\text{O}_2}\cdot\frac{5\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol C}_5\text{H}_8\text{O}_2}=1{,}5\ \text{mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V=\frac{(1{,}5\ \text{mol CO}_2)\cdot(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(60+273{,}15)\ \text{K}}{800\ \text{Torr}}\cdot\frac{760\ \text{Torr}}{1\ \text{atm}}=39\ \text{L CO}_2$$

Relacionando esta cantidad con la obtenida experimentalmente se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta=\frac{10\ \text{L CO}_2\ \text{(real)}}{39\ \text{L CO}_2\ \text{(teórico)}}\cdot 100=26\ \%$$

8.125. Una muestra de 1,000 g contiene KNO_3 y K_2SO_4.
Para analizar el porcentaje de nitrato se trata la muestra con ácido sulfúrico concentrado en presencia de mercurio, midiendo el volumen de NO producido de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación química:

$$2\ KNO_3(s) + 4\ H_2SO_4(aq) + 3\ Hg(l) \rightarrow K_2SO_4(aq) + 4\ H_2O(l) + 2\ NO(g)$$

y se obtienen 37,50 mL de NO a 23 °C y 732 mmHg. ¿Cuál es el porcentaje de nitrato de potasio en la muestra?
b) ¿Cuántos gramos de mezcla que contiene KNO_3 y K_2SO_4 hay que tomar para preparar 1.000 L de una disolución que contenga 10 mg/L de potasio.

(Córdoba 2013)

a) Considerando comportamiento ideal, la cantidad de NO es:

$$n=\frac{732\ \text{mmHg}\cdot 37{,}50\ \text{mL}}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(23+273{,}15)\ \text{K}}=1{,}49\cdot 10^{-3}\ \text{mol NO}$$

Relacionando NO con KNO_3:

$$1{,}49 \cdot 10^{-3}\ \text{mol NO} \cdot \frac{2\ \text{mol } KNO_3}{2\ \text{mol NO}} \cdot \frac{101{,}1\ \text{g } KNO_3}{1\ \text{mol } KNO_3} = 0{,}151\ \text{g } KNO_3$$

El porcentaje de KNO_3 en la mezcla es:

$$\frac{0{,}151\ \text{g } KNO_3}{1{,}000\ \text{g mezcla}} \cdot 100 = 15{,}1\ \%\ KNO_3$$

El resto, 84,9 % corresponde al K_2SO_4.

b) La cantidad de potasio contenido en 100 g de muestra es:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{15{,}1\ \text{g } KNO_3}{100\ \text{g mezcla}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol } KNO_3}{101{,}1\ \text{g } KNO_3} \cdot \dfrac{1\ \text{mol K}}{1\ \text{mol } KNO_3} \cdot \dfrac{39{,}1\ \text{g K}}{1\ \text{mol K}} = 0{,}0584\ \dfrac{\text{g K}}{\text{g mezcla}} \\ \dfrac{84{,}9\ \text{g } K_2SO_4}{100\ \text{g mezcla}} \cdot \dfrac{1\ \text{mol } K_2SO_4}{101{,}1\ \text{g } K_2SO_4} \cdot \dfrac{2\ \text{mol K}}{1\ \text{mol } K_2SO_4} \cdot \dfrac{39{,}1\ \text{g K}}{1\ \text{mol K}} = 0{,}381\ \dfrac{\text{g K}}{\text{g mezcla}} \end{array}\right\} \rightarrow\ 0{,}439\ \frac{\text{g K}}{\text{g mezcla}}$$

Relacionando el volumen de disolución con la muestra:

$$1.000\ \text{L disolución} \cdot \frac{10{,}0\ \text{mg K}}{1\ \text{L disolución}} \cdot \frac{1\ \text{g K}}{10^3\ \text{mg K}} \cdot \frac{1\ \text{g mezcla}}{0{,}439\ \text{g K}} = 22{,}8\ \text{g mezcla}$$

8.126. En un horno de piedra caliza se produce la reacción:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

Si la conversión es del 75,0 %, se quiere saber:
a) La composición (porcentaje en masa) del sólido que se extrae del horno.
b) La masa de CO_2 que se obtiene por kg de piedra caliza ($CaCO_3$ puro) de alimentación.

(Cantabria 2014)

a) Considerando la conversión del 75,0 % es molar, quiere decir que:

$$100\ \text{mol } CaCO_3 \text{ de alimento producen} \left\{\begin{array}{l} 75{,}0\ \text{mol CaO (formado)} \\ 25{,}0\ \text{mol } CaCO_3 \text{ (sin reaccionar)} \end{array}\right.$$

La composición de esta mezcla expresada como porcentaje en masa:

$$\frac{75{,}0\ \text{mol CaO} \cdot \dfrac{56{,}1\ \text{g CaO}}{1\ \text{mol CaO}}}{75{,}0\ \text{mol CaO} \cdot \dfrac{56{,}1\ \text{g CaO}}{1\ \text{mol CaO}} + 25{,}0\ \text{mol } CaCO_3 \cdot \dfrac{100{,}1\ \text{g } CaCO_3}{1\ \text{mol } CaCO_3}} \cdot 100 = 63{,}0\ \%\ \text{CaO}$$

El resto, 37,0 % es $CaCO_3$.

b) Relacionando $CaCO_3$ con CO_2:

$$1{,}00\ \text{kg } CaCO_3 \cdot \frac{10^3\ \text{g } CaCO_3}{1\ \text{kg } CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol } CaCO_3}{100{,}1\ \text{g } CaCO_3} \cdot \frac{75{,}0\ \text{mol } CaCO_3 \text{ (convertido)}}{100\ \text{mol } CaCO_3 \text{ (inicial)}} = 7{,}50\ \text{mol } CaCO_3$$

$$7{,}50\ \text{mol } CaCO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol } CO_2}{1\ \text{mol } CaCO_3} \cdot \frac{44{,}0\ \text{g } CO_2}{1\ \text{mol } CO_2} = 330\ \text{g } CO_2$$

8.127. Una fábrica produce 1.000 t diarias de un cemento que contiene una media de 64,0 % en masa de óxido de calcio, proveniente de la descomposición de la piedra caliza (mineral rico en carbonato de calcio) empleada en la cementera. Calcule:
a) El consumo diario de piedra caliza en la cementera, si la caliza utilizada tiene una riqueza del 90,0 % en carbonato de calcio y el rendimiento del proceso de descomposición de la caliza en óxido de calcio es del 85,0 %.
b) El volumen de dióxido de carbono (en m^3) que lanzaría diariamente a la atmósfera dicha fábrica. Considere que la emisión se realiza a 200 °C y una presión de 1,3 atm.
c) Si por exigencias medioambientales, solo pudiera emitirse a la atmósfera el 40,0 % del dióxido de carbono generado, ¿qué volumen de una disolución de hidróxido de sodio 4,00 M habría que emplear diariamente para neutralizar el resto de dióxido de carbono y convertirlo en carbonato de sodio?

(Preselección Valencia 2014)

a) Como el rendimiento del proceso es del 85,0 % se calcula previamente la cantidad de cemento que se desea producir:

$$x \text{ t cemento (teo)} \cdot \frac{85{,}0 \text{ t cemento (real)}}{100 \text{ t cemento (teo)}} = 1.000 \text{ t cemento (real)} \quad \rightarrow \quad x = 1{,}18 \cdot 10^3 \text{ t cemento}$$

La cantidad de CaO contenido en el cemento son:

$$1{,}18 \cdot 10^3 \text{ t cemento} \cdot \frac{64{,}0 \text{ t CaO}}{100 \text{ t cemento}} = 755 \text{ t CaO}$$

La ecuación química correspondiente a la obtención de CaO a partir de $CaCO_3$ es:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

Relacionando CaO con $CaCO_3$:

$$755 \text{ t CaO} \cdot \frac{10^6 \text{ g CaO}}{1 \text{ t CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56{,}1 \text{ g CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{100{,}1 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 1{,}35 \cdot 10^9 \text{ g CaCO}_3$$

Como se trata de una caliza con una riqueza del 90,0 % en $CaCO_3$:

$$1{,}35 \cdot 10^9 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g caliza}}{90{,}0 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ t caliza}}{10^6 \text{ g caliza}} = 1{,}5 \cdot 10^3 \text{ t caliza}$$

b) Relacionando cemento con CO_2:

$$1.000 \text{ t cemento} \cdot \frac{64{,}0 \text{ t CaO}}{100 \text{ t cemento}} \cdot \frac{10^6 \text{ g CaO}}{1 \text{ t CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56{,}1 \text{ g CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaO}} = 1{,}14 \cdot 10^7 \text{ mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1{,}14 \cdot 10^7 \text{ mol CO}_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (200 + 273{,}15) \text{ K}}{1{,}3 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} = 4{,}0 \cdot 10^5 \text{ m}^3 \text{ CO}_2$$

c) La ecuación química correspondiente a la absorción de CO_2 con NaOH es:

$$CO_2(g) + 2 \text{ NaOH(aq)} \rightarrow Na_2CO_3(aq) + H_2O(l)$$

Como solo puede emitirse a la atmósfera el 40,0 % del CO_2 producido, la cantidad del mismo a neutralizar con NaOH es:

$$1{,}14 \cdot 10^7 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{(100 - 40{,}0) \text{ mol CO}_2 \text{ (neutralizado)}}{100 \text{ mol CO}_2 \text{ (total)}} = 6{,}84 \cdot 10^6 \text{ mol CO}_2$$

Relacionando CO_2 con disolución de NaOH 4,00 M:

$$6{,}84 \cdot 10^{6}\ \text{mol CO}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{1\ \text{L NaOH 4,00 M}}{4{,}00\ \text{mol NaOH}} = 3{,}42 \cdot 10^{6}\ \text{L NaOH 4,00 M}$$

8.128. Las máscaras de oxígeno para producir este gas en una emergencia contienen superóxido de potasio, KO_2. Este compuesto reacciona con el CO_2 y el agua del aire exhalado para dar oxígeno según la reacción:

$$4\ \text{KO}_2(\text{s}) + 2\ \text{H}_2\text{O(g)} + 4\ \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow 4\ \text{KHCO}_3(\text{s}) + 3\ \text{O}_2(\text{g})$$

Una persona con una de estas máscaras exhala 12 L de aire por minuto; el porcentaje en CO_2 de este aire exhalado es del 2,78 %. ¿Cuántos gramos de KO_2 se consumen en 5,0 minutos, si la temperatura y la presión del ambiente son 20 °C y 750 mmHg?

Suponga que hay agua suficiente para que todo el CO_2 se consuma.

(Preselección Valencia 2014)

El volumen de CO_2 contenido en el aire exhalado durante los 5,0 minutos es:

$$5{,}0\ \text{min} \cdot \frac{12\ \text{L aire}}{\text{min}} \cdot \frac{2{,}78\ \text{L CO}_2}{100\ \text{L aire}} = 1{,}7\ \text{L CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{750\ \text{mmHg} \cdot (1{,}7\ \text{L CO}_2)}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}} \cdot \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 7{,}0 \cdot 10^{-2}\ \text{mol CO}_2$$

Relacionando CO_2 con KO_2 se obtiene la masa de este que se consume en el proceso:

$$7{,}0 \cdot 10^{-2}\ \text{mol CO}_2 \cdot \frac{4\ \text{mol KO}_2}{4\ \text{mol CO}_2} \cdot \frac{71{,}1\ \text{g KO}_2}{1\ \text{mol KO}_2} = 5{,}0\ \text{g KO}_2$$

8.129. Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico del 36,0 % de riqueza y densidad 1,18 g mL^{-1}.

a) ¿Qué volumen de la misma se necesita para preparar 2,00 L de disolución 3,00 M?

b) La disolución 3,00 M se añade gota a gota a una disolución que contiene carbonato de sodio y se observa que la reacción es completa justamente cuando se han añadido 40,0 mL de ácido, ¿cuántos gramos de carbonato de sodio había en el vaso?

c) ¿Qué volumen de gas, medido en condiciones normales, se ha desprendido?

d) ¿Qué ocurrirá si ese gas se hace llegar a una disolución que contiene hidróxido de bario?

(Murcia 2014)

a) De acuerdo con el concepto de molaridad la cantidad de HCl que contiene la disolución es:

$$2{,}00\ \text{L HCl 3,00 M} \cdot \frac{3{,}00\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 3,00 M}} \cdot \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = 219\ \text{g HCl}$$

Como se dispone de HCl de riqueza 36,0 % de riqueza:

$$219\ \text{g HCl} \cdot \frac{100\ \text{g HCl 36,0 \%}}{36{,}0\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl 36,0 \%}}{1{,}18\ \text{g HCl 36,0 \%}} = 516\ \text{mL HCl 36,0 \%}$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Na_2CO_3 y HCl es:

$$\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + 2\ \text{HCl(aq)} \rightarrow 2\ \text{NaCl(aq)} + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O(l)}$$

Relacionando HCl con Na_2CO_3:

$$40{,}0\ \text{mL HCl 3,00 M} \cdot \frac{3{,}00\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 3,00 M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol Na}_2\text{CO}_3}{2\ \text{mmol HCl}} = 60{,}0\ \text{mmol Na}_2\text{CO}_3$$

La masa de Na_2CO_3 que contiene la disolución es:

$$60{,}0\ \text{mmol}\ Na_2CO_3 \cdot \frac{106{,}0\ \text{mg}\ Na_2CO_3}{1\ \text{mmol}\ Na_2CO_3} \cdot \frac{1\ \text{g}\ Na_2CO_3}{10^3\ \text{mg}\ Na_2CO_3} = 6{,}36\ \text{g}\ Na_2CO_3$$

c) Relacionando HCl con CO_2:

$$40{,}0\ \text{mL HCl}\ 3{,}00\ \text{M} \cdot \frac{3{,}00\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl}\ 3{,}00\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CO_2}{2\ \text{mmol HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{10^3\ \text{mmol}\ CO_2} = 0{,}0600\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(0{,}0600\ \text{mol}\ CO_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 1{,}34\ \text{L}\ CO_2$$

d) Se produce una reacción de neutralización entre CO_2 y $Ba(OH)_2$ al ser absorbido el gas por esta sustancia de acuerdo con la siguiente reacción química:

$$CO_2(g) + Ba(OH)_2(aq) \rightarrow BaCO_3(s) + H_2O(l)$$

8.130. En la serie de televisión **Br**eaking **Ba**d, el protagonista, Walter White, se dedica a producir metanfetamina (N-metil-1-fenilpropan-2-amina), una sustancia que se utiliza en medicina para tratar la obesidad y el trastorno de déficit de atención e hiperactividad. Es también una droga adictiva que en dosis elevadas provoca psicosis, necrosis muscular y hemorragia cerebral.
Una de las formas en las que en la serie **Br**eaking **Ba**d se sintetiza la metanfetamina es una aminación reductiva entre fenilacetona y metilamina. El proceso puede resumirse así:

O + CH_3NH_2 + H_2 → H N + H_2O

(fenilacetona, $C_9H_{10}O$) (metilamina, CH_5N) (metanfetamina, $C_{10}H_{15}N$)

a) Si el rendimiento máximo del proceso es del 21,0 %, ¿qué masa de fenilacetona es necesaria para producir 1,00 kg de metanfetamina?
b) La metilamina es un gas incoloro con un fuerte olor a pescado y se puede adquirir en recipientes adecuadamente presurizados. Si cada recipiente tiene un volumen de 15,0 L y la presión en su interior es de 3,00 atm a temperatura ambiente (25 °C), ¿cuántos recipientes hacen falta como mínimo para producir 1,00 kg de metanfetamina, teniendo en cuenta el rendimiento máximo del proceso mencionado en el apartado a)?
Alternativamente, la metilamina se puede obtener haciendo reaccionar amoniaco, NH_3, con metanol, CH_3OH, sobre un catalizador silicoaluminato, en un proceso que también produce agua. Se desea producir 1,00 kg de metanfetamina teniendo en cuenta el rendimiento máximo mencionado en el apartado a).
c1) Ajuste la reacción de síntesis de la metilamina.
c2) Calcule el volumen de metanol (líquido puro de densidad 0,792 g mL^{-1}) y el volumen de disolución acuosa de amoníaco (del 25,0 % en masa y densidad 0,903 g mL^{-1}) que hacen falta para obtener la cantidad de metilamina necesaria (suponga que la reacción de síntesis es completa).

(Valencia 2014)

La cantidad teórica de metanfetamina a producir es:

$$1{,}00\ \text{kg}\ C_{10}H_{15}N \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ C_{10}H_{15}N}{1\ \text{kg}\ C_{10}H_{15}N} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_{10}H_{15}N}{149{,}0\ \text{g}\ C_{10}H_{15}N} = 6{,}71\ \text{mol}\ C_{10}H_{15}N$$

a) Relacionando metanfetamina con fenilacetona y teniendo en cuenta un rendimiento del proceso del 21%:

$$x \text{ g } C_9H_{10}O \cdot \frac{1 \text{ mol } C_9H_{10}O}{134{,}0 \text{ g } C_9H_{10}O} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_{10}H_{15}N}{1 \text{ mol } C_9H_{10}O} \cdot \frac{21{,}0 \text{ mol } C_{10}H_{15}N \text{ (real)}}{100 \text{ mol } C_{10}H_{15}N \text{ (teórico)}} = 6{,}71 \text{ mol } C_{10}H_{15}N$$

Se obtiene, $x = 4{,}28 \cdot 10^3 \text{ g } C_9H_{10}O$

b) Teniendo en cuenta el rendimiento del apartado anterior y relacionando metanfetamina con metilamina:

$$6{,}71 \text{ mol } C_{10}H_{15}N \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_5N}{1 \text{ mol } C_{10}H_{15}N} = 6{,}71 \text{ mol } CH_5N$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de CH_5N contenidos en un recipiente es:

$$n = \frac{3{,}00 \text{ atm} \cdot 15{,}0 \text{ L}}{(0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15) \text{ K}} = 1{,}84 \text{ mol } CH_5N$$

Relacionando los moles necesarios de metilamina con los que contiene cada recipiente:

$$6{,}71 \text{ mol } CH_5N \cdot \frac{1 \text{ recipiente}}{1{,}84 \text{ mol } CH_5N} = 3{,}65 \text{ recipientes} \quad \rightarrow \quad 4 \text{ recipientes}$$

c1) La ecuación química ajustada correspondiente a la síntesis de la metilamina es:

$$NH_3(aq) + CH_3OH(l) \rightarrow CH_5N(aq) + H_2O(l)$$

c2) Teniendo en cuenta el rendimiento del apartado a) y relacionando metilamina con CH_3OH:

$$6{,}71 \text{ mol } CH_5N \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{1 \text{ mol } CH_5N} \cdot \frac{32{,}0 \text{ g } CH_3OH}{1 \text{ mol } CH_3OH} \cdot \frac{1 \text{ mL } CH_3OH}{0{,}792 \text{ g } CH_3OH} = 271 \text{ mL } CH_3OH$$

Teniendo en cuenta el rendimiento del apartado a) y relacionando metilamina con NH_3:

$$6{,}71 \text{ mol } CH_5N \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ mol } CH_5N} \cdot \frac{17{,}0 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} = 114 \text{ g } NH_3$$

Como se trata de una disolución de NH_3 de riqueza 25,0 %:

$$114 \text{ g } NH_3 \cdot \frac{100 \text{ g } NH_3 \text{ } 25{,}0 \text{ \%}}{25{,}0 \text{ g } NH_3} \cdot \frac{1 \text{ mL } NH_3 \text{ } 25{,}0 \text{ \%}}{0{,}903 \text{ g } NH_3 \text{ } 25{,}0 \text{ \%}} = 505 \text{ mL } NH_3 \text{ } 25{,}0 \text{ \%}$$

8.131. Las lámparas antiguas de los mineros funcionaban quemando acetileno (etino) que proporciona una luz blanca brillante. El acetileno se producía al reaccionar el agua (se regulaba gota a gota) con carburo de calcio, CaC_2, según la siguiente ecuación:

$$CaC_2(s) + 2 \text{ } H_2O(l) \rightarrow C_2H_2(g) + Ca(OH)_2(s)$$

Calcule:
a) La masa de agua, en gramos, que se necesita para reaccionar con 50 g de carburo de calcio del 80 % de pureza.
b) El volumen de acetileno, en litros, medido a 30 °C y 740 mmHg, producido como consecuencia de la reacción anterior.
c) La masa de hidróxido de calcio, en gramos, producida como consecuencia de la reacción anterior.

(Castilla-La Mancha 2014)

a) La cantidad de CaC_2 que reacciona es:

$$50 \text{ g } CaC_2 \text{ } 80 \text{ \%} \cdot \frac{80 \text{ g } CaC_2}{100 \text{ g } CaC_2 \text{ } 80 \text{ \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CaC_2}{64{,}1 \text{ g } CaC_2} = 0{,}63 \text{ mol } CaC_2$$

Relacionando CaC_2 con H_2O:

$$0{,}63 \text{ mol } CaC_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } CaC_2} \cdot \frac{18{,}0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 23 \text{ g } H_2O$$

b) Relacionando CaC_2 con C_2H_2:

$$0{,}63 \text{ mol } CaC_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{1 \text{ mol } CaC_2} = 0{,}63 \text{ mol } C_2H_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(0{,}63 \text{ mol } C_2H_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (30 + 273{,}15) \text{ K}}{740 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 16 \text{ L } C_2H_2$$

c) Relacionando CaC_2 con $Ca(OH)_2$:

$$0{,}63 \text{ mol } CaC_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Ca(OH)_2}{1 \text{ mol } CaC_2} \cdot \frac{74{,}1 \text{ g } Ca(OH)_2}{1 \text{ mol } Ca(OH)_2} = 47 \text{ g } Ca(OH)_2$$

8.132. La piedra caliza molida se usa para aumentar el pH de los suelos ácidos. Si la caliza de una cantera posee una composición del 75,5 % en $CaCO_3$, 16,5 % en $MgCO_3$ y el resto son silicatos y otros minerales de K, Fe y Mn.
a) Escriba las reacciones y calcule el volumen, en mL, de CO_2 que se desprende cuando 0,10 g de muestra se tratan con 5,00 mL de una disolución 1,00 M de HCl a 25 °C y 1 atm.
b) Calcule la concentración de Fe, en mg de Fe por kg de piedra molida, si la reacción de 10,0 g de muestra con HCl en exceso produce 5,23 mg de $FeCl_3$.

(Córdoba 2014)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de los carbonatos con HCl son, respectivamente:

$$CaCO_3(s) + 2 \text{ HCl(aq)} \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

$$MgCO_3(s) + 2 \text{ HCl(aq)} \rightarrow MgCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada una de las especies reaccionantes es:

$$5{,}00 \text{ mL HCl } 1{,}00 \text{ M} \cdot \frac{5{,}00 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 1{,}00 \text{ M}} = 5{,}00 \text{ mmol HCl}$$

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{75{,}5 \text{ mg } CaCO_3}{100 \text{ mg caliza}} \cdot \dfrac{1 \text{ mmol } CaCO_3}{100{,}1 \text{ mg } CaCO_3} \cdot \dfrac{1 \text{ mmol } CO_3^{2-}}{1 \text{ mmol } CaCO_3} = 0{,}754 \text{ mmol } CO_3^{2-} \\ \dfrac{16{,}5 \text{ mg } MgCO_3}{100 \text{ mg caliza}} \cdot \dfrac{1 \text{ mmol } MgCO_3}{84{,}3 \text{ mg } MgCO_3} \cdot \dfrac{1 \text{ mmol } CO_3^{2-}}{1 \text{ mmol } MgCO_3} = 0{,}199 \text{ mmol } CO_3^{2-} \end{array}\right\} \rightarrow 0{,}953 \text{ mmol } CO_3^{2-}$$

La relación molar es:

$$\frac{5{,}00 \text{ mmol HCl}}{0{,}953 \text{ mmol } CO_3^{2-}} = 5{,}25$$

como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que queda HCl sin reaccionar, por lo que el CO_3^{2-} es el reactivo limitante que determina las cantidades que se reaccionan y se obtienen.

Relacionando CO_3^{2-} con CO_2:

$$0{,}953\ \text{mmol}\ CO_3^{2-} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ CO_2}{1\ \text{mmol}\ CO_3^{2-}} = 0{,}953\ \text{mmol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0{,}953\ \text{mmol}\ CO_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm mL mmol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (25 + 273{,}15)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 23{,}3\ \text{mL}\ CO_2$$

b) Relacionando $FeCl_3$ con la piedra caliza:

$$\frac{5{,}23\ \text{mg}\ FeCl_3}{10{,}0\ \text{g caliza}} \cdot \frac{1\ \text{mmol}\ FeCl_3}{162{,}3\ \text{mg}\ FeCl_3} \cdot \frac{1\ \text{mmol Fe}}{1\ \text{mmol}\ FeCl_3} \cdot \frac{55{,}8\ \text{mg Fe}}{1\ \text{mmol Fe}} \cdot \frac{10^3\ \text{g caliza}}{1\ \text{kg caliza}} = 0{,}180\ \frac{\text{mg Fe}}{\text{kg caliza}}$$

8.133. Los automóviles que funcionan con motor de gasolina tienen que operar en condiciones estequiométricas de oxígeno, de modo que el catalizador situado en la corriente de salida de los gases del motor pueda operar adecuadamente. La gasolina ($\rho = 680\ \text{g L}^{-1}$) se mezcla con aire y se inyecta al motor, donde tiene lugar la reacción de combustión. Aunque la gasolina es una mezcla de componentes, se puede suponer, para los cálculos, que se trata de isooctano, $(CH_3)_2CH–C(CH_3)_2CH_2CH_3$.
a) Escriba y ajuste la reacción de combustión ideal descrita.
b) Determine el volumen de oxígeno, en condiciones normales, necesario para quemar 1,00 L de gasolina.
c) Dado que el automóvil no lleva un depósito de oxígeno, sino que lo toma del aire, determine el volumen de aire, medido en condiciones normales, que sería necesario alimentar al motor para quemar 1,00 L de gasolina (el aire contiene 21,0 % en volumen de O_2).
d) En las revistas del motor, es habitual hablar de la relación aire/combustible. Se refiere al cociente, en peso, entre el aire y el combustible alimentado al motor. ¿Cuánto valdría este parámetro para el motor de gasolina operando en condiciones estequiométricas?
e) Si el manual de un coche de gasolina dice que consume 8,7 L a los 100 km, circulando a 90 km/h. ¿Cuántos gramos de CO_2 emitirá por km recorrido?
(Dato. Densidad del aire en condiciones normales = $1{,}29\ \text{g L}^{-1}$)

(País Vasco 2014)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del isooctano es:

$$2\ C_8H_{18}(l) + 25\ O_2(g) \rightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O(l)$$

b) Relacionando gasolina (C_8H_{18}) con O_2:

$$1{,}00\ \text{L}\ C_8H_{18} \cdot \frac{680\ \text{g}\ C_8H_{18}}{1\ \text{L}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ C_8H_{18}}{114{,}0\ \text{g}\ C_8H_{18}} \cdot \frac{25\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ C_8H_{18}} = 74{,}6\ \text{mol}\ O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(74{,}6\ \text{mol}\ O_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (273{,}15\ \text{K})}{1\ \text{atm}} = 1{,}67 \cdot 10^3\ \text{L}\ O_2$$

c) Relacionando O_2 con aire:

$$1{,}67 \cdot 10^3\ \text{L}\ O_2 \cdot \frac{100\ \text{L aire}}{21{,}0\ \text{L}\ O_2} = 7{,}96 \cdot 10^3\ \text{L aire}$$

d) Relacionando aire con gasolina (C_8H_{18}):

$$\frac{7{,}96 \cdot 10^3\ \text{L aire}}{680\ \text{g gasolina}} \cdot \frac{1{,}29\ \text{g aire}}{1\ \text{L aire}} = 15{,}1$$

e) Relacionando C_8H_{18} con CO_2:

$$\frac{8{,}7\ \text{L}\ C_8H_{18}}{100\ \text{km}}\cdot\frac{680\ \text{g}\ C_8H_{18}}{1\ \text{L}\ C_8H_{18}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ C_8H_{18}}{114{,}0\ \text{g}\ C_8H_{18}}\cdot\frac{16\ \text{mol}\ CO_2}{2\ \text{mol}\ C_8H_{18}}\cdot\frac{44{,}0\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2}=182\ \frac{\text{g}\ CO_2}{\text{km}}$$

8.134. En los depósitos de una industria se almacenan 500 t de mineral de carbonato de cobre(II) con una riqueza en cobre del 20,0 % en masa. Se hace reaccionar este mineral con 100 m^3 de una disolución de ácido nítrico de densidad 1,39 g mL^{-1} y riqueza del 65,0 %. Como consecuencia de la reacción se forma nitrato de cobre(II), un colorante utilizado en la industria cerámica. Calcule:
a) La concentración, en mol L^{-1}, de la disolución de ácido nítrico utilizada.
b) ¿Qué cantidad, expresada en t, y de qué reactivo queda sin reaccionar?
c) ¿Qué cantidad de nitrato de cobre (II), expresada en t, se formará si el rendimiento del proceso es del 86,0 %?

(Preselección Valencia 2015)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{65{,}0\ \text{g}\ HNO_3}{100\ \text{g}\ HNO_3\ 65{,}0\ \%}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ HNO_3}{63{,}0\ \text{g}\ HNO_3}\cdot\frac{1{,}39\ \text{g}\ HNO_3\ 65{,}0\ \%}{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 65{,}0\ \%}\cdot\frac{10^3\ \text{mL}\ HNO_3\ 65{,}0\ \%}{1\ \text{L}\ HNO_3\ 65{,}0\ \%}=14{,}3\ \text{mol}\ \text{L}^{-1}$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $CuCO_3$ y HNO_3 es:

$$CuCO_3(s) + 2\ HNO_3(aq) \rightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada una de las especies reaccionantes es:

$$500\ \text{t mineral}\cdot\frac{10^6\ \text{g mineral}}{1\ \text{t mineral}}\cdot\frac{20{,}0\ \text{g Cu}}{100\ \text{g mineral}}\cdot\frac{1\ \text{mol Cu}}{63{,}5\ \text{g Cu}}\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CuCO_3}{1\ \text{mol Cu}}=1{,}57\cdot10^6\ \text{mol}\ CuCO_3$$

$$100\ \text{m}^3\ HNO_3\ 65{,}0\ \%\cdot\frac{10^3\ \text{L}\ HNO_3\ 65{,}0\ \%}{1\ \text{m}^3\ HNO_3\ 65{,}0\ \%}\cdot\frac{14{,}3\ \text{mol}\ HNO_3}{1\ \text{L}\ HNO_3\ 65{,}0\ \%}=1{,}43\cdot10^6\ \text{mol}\ HNO_3$$

La relación molar es:

$$\frac{1{,}43\cdot10^6\ \text{mol}\ HNO_3}{1{,}57\cdot10^6\ \text{mol}\ CuCO_3}=0{,}908$$

como la relación molar es menor que 2 quiere decir que queda $CuCO_3$ sin reaccionar, por lo que el HNO_3 es el reactivo limitante que determina las cantidades que reaccionan y se obtienen.

Relacionando HNO_3 con $CuCO_3$:

$$1{,}43\cdot10^6\ \text{mol}\ HNO_3\cdot\frac{1\ \text{mol}\ CuCO_3}{2\ \text{mol}\ HNO_3}=7{,}15\cdot10^5\ \text{mol}\ CuCO_3$$

La cantidad de $CuCO_3$ en exceso es:

$$1{,}57\cdot10^6\ \text{mol}\ CuCO_3\ (\text{inicial}) - 7{,}15\cdot10^5\ \text{mol}\ CuCO_3\ (\text{reaccionado}) = 8{,}60\cdot10^5\ \text{mol}\ CuCO_3\ (\text{exceso})$$

La masa correspondiente es:

$$8{,}60\cdot10^5\ \text{mol}\ CuCO_3\cdot\frac{123{,}5\ \text{g}\ CuCO_3}{1\ \text{mol}\ CuCO_3}\cdot\frac{1\ \text{t}\ CuCO_3}{10^6\ \text{g}\ CuCO_3}\cdot\frac{1\ \text{t}\ CuCO_3}{10^6\ \text{g}\ CuCO_3}=106\ \text{t}\ CuCO_3$$

c) Relacionando HNO_3 con $Cu(NO_3)_2$:

$$1{,}43\cdot10^6\ \text{mol}\ HNO_3\cdot\frac{1\ \text{mol}\ Cu(NO_3)_2}{2\ \text{mol}\ HNO_3}\cdot\frac{187{,}5\ \text{g}\ Cu(NO_3)_2}{1\ \text{mol}\ Cu(NO_3)_2}=1{,}34\cdot10^8\ \text{g}\ Cu(NO_3)_2$$

Teniendo en cuenta que el proceso tiene un rendimiento del 86,0 %:

$$1{,}34\cdot 10^{8}\ \text{g Cu(NO}_3)_2\ (\text{teórico})\cdot\frac{86{,}0\ \text{g Cu(NO}_3)_2\ (\text{real})}{100\ \text{g Cu(NO}_3)_2\ (\text{teórico})}\cdot\frac{1\ \text{t Cu(NO}_3)_2}{10^{6}\ \text{g Cu(NO}_3)_2}=115\ \text{t Cu(NO}_3)_2$$

8.135. Al calentar una mezcla de un carbonato metálico, MCO_3, y un óxido, MO, se produce CO_2(g) y la conversión completa al óxido metálico, MO.
a) Una muestra de 0,6500 g de MCO_3 y MO da lugar a la formación de 0,1575 L de CO_2, medidos a 25 °C y 700 mmHg. Calcule el número de moles de CO_2 formados.
b) Los 0,3891 g de MO formados en el tratamiento anterior reaccionan completamente con 38,60 mL de una disolución acuosa de HCl 0,500 M. Determine el número de moles de MO presentes en la muestra.
c) Identifique de qué metal, M, se trata.
d) Determine los porcentajes molares de MCO_3 y MO en la muestra original.

(Valencia 2015)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de descomposición del MCO_3 es:

$$MCO_3(s)\rightarrow MO(s)+CO_2(g)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n=\frac{700\ \text{mmHg}\cdot(0{,}1575\ \text{L CO}_2)}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1})\cdot(25+273{,}15\ \text{K})}\cdot\frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}}=5{,}93\cdot 10^{-3}\ \text{mol CO}_2$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y MO es:

$$MO(s)+2\ HCl(aq)\rightarrow MgCl_2(aq)+H_2O(g)$$

Relacionando HCl con MO:

$$38{,}6\ \text{mL HCl 0,500 M}\cdot\frac{1\ \text{L HCl 0,500 M}}{10^{3}\ \text{mL HCl 0,500 M}}\cdot\frac{0{,}500\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 0,500 M}}\cdot\frac{1\ \text{mol MO}}{2\ \text{mol HCl}}=9{,}65\cdot 10^{-3}\ \text{mol MO}$$

c) Relacionando masa y moles de MO se obtiene la masa molar del elemento M:

$$9{,}65\cdot 10^{-3}\ \text{mol MO}\cdot\frac{(x+16{,}0)\ \text{g MO}}{1\ \text{mol MO}}=0{,}3891\ \text{g MO}\quad\rightarrow\quad x=24{,}3\ \text{g}$$

Consultando el sistema periódico se observa que esa masa molar corresponde al magnesio, Mg.

d) Todo el CO_2 desprendido procede del MCO_3 que contiene la muestra:

$$5{,}93\cdot 10^{-3}\ \text{mol CO}_2\cdot\frac{1\ \text{mol MCO}_3}{1\ \text{mol CO}_2}=5{,}93\cdot 10^{-3}\ \text{mol MCO}_3$$

La composición de muestra expresada como porcentaje en moles es:

$$\frac{5{,}93\cdot 10^{-3}\ \text{mol MCO}_3}{5{,}93\cdot 10^{-3}\ \text{mol MCO}_3+9{,}65\cdot 10^{-3}\ \text{mol MO}}\cdot 100=38{,}1\ \%\ \text{MCO}_3$$

$$\frac{9{,}65\cdot 10^{-3}\ \text{mol MO}}{5{,}93\cdot 10^{-3}\ \text{mol MCO}_3+9{,}65\cdot 10^{-3}\ \text{mol MO}}\cdot 100=61{,}9\ \%\ \text{MO}$$

8.136. El proceso tradicional de fabricación de jabón consta de tres etapas: saponificación, sangrado y moldeado. En la fase de saponificación, el aceite (o grasa) contenido en un recipiente (reactor) se lleva a ebullición y, sobre él, se va añadiendo lentamente un álcali (normalmente hidróxido de sodio o de potasio), manteniendo agitación continua. En esta fase se produce la reacción química propiamente dicha donde se forma el jabón, según la ecuación general:

$$\text{aceite} + \text{álcali} \rightarrow \text{jabón} + \text{glicerina}$$

La fase de sangrado (o salado) consiste en separar el jabón del resto de los componentes (glicerina, álcali que no haya reaccionado y agua), añadiendo cloruro de sodio a la mezcla. De este modo, se forman gránulos de jabón que flotan sobre el resto de los componentes, de los que se pueden separar.
En la última fase, el moldeado, se vierte el jabón producto en otros recipientes, donde se procede a añadir los perfumes, colorantes, componentes medicinales, etc., al jabón. Finalmente, todavía caliente, la mezcla se vierte en moldes, se deja enfriar y se corta en pedazos.
El aceite (o grasa) es un éster de un ácido graso con glicerina (1,2,3-propanotriol), $CH_2OHCHOHCH_2OH$.
En la fabricación del jabón, el ácido graso más común es el ácido esteárico, con 18 átomos de carbono, $CH_3(CH_2)_{16}COOH$.
Los ésteres que conforman el aceite (o grasa) se formarían por reacción del grupo ácido del ácido graso con cada uno de los grupos alcohol de la glicerina.
a) Indique y ajuste la ecuación para la reacción de esterificación que produciría el aceite (triestearina) a partir de ácido esteárico y glicerina.
b) Indique y ajuste la ecuación para la reacción de saponificación a partir de triestearina e hidróxido de sodio.
Se produce jabón a partir de triestearina e hidróxido de sodio, de acuerdo con el apartado b). Si se emplean 3,00 kg de triestearina:
c) ¿Cuántos litros de una disolución 3,00 M de hidróxido de sodio sería necesario emplear, como mínimo?
d) ¿Cuántos kg de jabón se obtendrían si el rendimiento del proceso es del 85,0 %?

(País Vasco 2015)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la formación de la triestearina es:

$$\begin{array}{lclcll} CH_3(CH_2)_{16}COOH & & OHCH_2 & & CH_3(CH_2)_{16}COOCH_2 & \\ & & | & & \quad | & \\ CH_3(CH_2)_{16}COOH & + & HOCH & \rightarrow & CH_3(CH_2)_{16}COOCH & + \; 3\;H_2O \\ & & | & & \quad | & \\ CH_3(CH_2)_{16}COOH & & OHCH_2 & & CH_3(CH_2)_{16}COOCH_2 & \end{array}$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la saponificación de la triestearina es:

$$\begin{array}{lcl} CH_3(CH_2)_{16}COOCH_2 & & \\ \quad | & & \\ CH_3(CH_2)_{16}COOCH & + \; 3\;NaOH \; \rightarrow & 3\;CH_3(CH_2)_{16}COONa + 3\;CH_2OH-CHOH-CH_2OH \\ \quad | & & \\ CH_3(CH_2)_{16}COOCH_2 & & \end{array}$$

c) La cantidad de triestearina (grasa) de la que se dispone es:

$$3{,}00\ \text{kg grasa} \cdot \frac{10^3\ \text{g grasa}}{1\ \text{kg grasa}} \cdot \frac{1\ \text{mol grasa}}{890{,}0\ \text{g grasa}} = 3{,}37\ \text{mol grasa}$$

Relacionando la grasa con la disolución 3,00 M de NaOH:

$$3{,}37\ \text{mol grasa} \cdot \frac{3\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{mol grasa}} \cdot \frac{1\ \text{L NaOH}\ 3{,}00\ \text{M}}{3{,}00\ \text{mol NaOH}} = 3{,}37\ \text{L NaOH}\ 3{,}00\ \text{M}$$

d) La cantidad de jabón que se obtiene considerando un rendimiento del 85,0 % es:

$$3{,}37\ \text{mol grasa} \cdot \frac{3\ \text{mol jabón}}{1\ \text{mol grasa}} \cdot \frac{306{,}0\ \text{g jabón}}{1\ \text{mol jabón}} \cdot \frac{1\ \text{kg jabón}}{10^3\ \text{g jabón}} \cdot \frac{85{,}0\ \text{kg jabón (real)}}{100\ \text{kg jabón (teórico)}} = 2{,}63\ \text{kg jabón}$$

8.137. A partir de ácido clorhídrico comercial de densidad 1,18 g mL^{-1} y 36 % en peso se desean preparar 500 mL de una de una disolución 0,050 M. Por una mala limpieza, en el matraz de la preparación quedaban 0,50 mL de una disolución anteriormente preparada de NaOH 2,0 M.
a) Indique los cálculos necesarios y el procedimiento a seguir para preparar la disolución de HCl.
b) Calcule los gramos de NaCl que quedarían en el residuo salino formado tras tomar 100 mL del matraz y evaporar todo el disolvente.
c) Calcule la concentración real de la disolución de HCl preparada.
d) Un despiste hace que se derrame un poco (en total 20 mL) de la disolución preparada sobre mármol (formado fundamentalmente por $CaCO_3$) y como consecuencia se produce un pequeño burbujeo. ¿Qué gas se forma? Si se está en una habitación soleada a 24 °C y 1 atm, ¿qué volumen de gas se desprende?
(Murcia 2015)

a) De acuerdo con el concepto de molaridad la cantidad de HCl que contiene la disolución es:

$$500\ \text{mL HCl 0,05 M} \cdot \frac{0{,}050\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,050 M}} = 25\ \text{mmol HCl}$$

Como se dispone de HCl comercial de riqueza 36 %:

$$25\ \text{mmol HCl} \cdot \frac{1\ \text{mol HCl}}{10^3\ \text{mmol HCl}} \cdot \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} \cdot \frac{100\ \text{g HCl 36 \%}}{36\ \text{g HCl}} \cdot \frac{1\ \text{mL HCl 36 \%}}{1{,}18\ \text{g HCl 36 \%}} = 2{,}1\ \text{mL HCl 36 \%}$$

El procedimiento experimental para preparar esta disolución es:

- Se llena con agua destilada hasta su mitad un matraz aforado 500 mL.
- Se miden con una pipeta 2,1 mL de HCl de riqueza 36 % y se introducen en el matraz aforado.
- Se agita la mezcla y se completa con agua hasta llegar el aforo, cuidando de añadir la última porción de agua con un cuentagotas.

b) El HCl introducido en el matraz reacciona con el residuo de NaOH que este contenía. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambas sustancias es:

$$NaOH(s) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

La cantidad de NaOH (impurezas) que había en el interior del matraz es:

$$0{,}50\ \text{mL NaOH 2,0 M} \cdot \frac{2{,}0\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 2,0 M}} = 1{,}0\ \text{mmol NaOH}$$

Relacionando NaOH con NaCl:

$$1{,}0\ \text{mmol NaOH} \cdot \frac{1\ \text{mmol NaCl}}{1\ \text{mmol NaOH}} \cdot \frac{58{,}5\ \text{mg NaCl}}{1\ \text{mmol NaCl}} = 5{,}9\ \text{mg NaCl}$$

Si se ha tomado una porción de 100 mL de disolución, la cantidad de NaCl que contiene es:

$$100\ \text{mL disolución} \cdot \frac{5{,}9\ \text{mg NaCl}}{500\ \text{mL disolución}} \cdot \frac{1\ \text{g NaCl}}{10^3\ \text{mg NaCl}} = 1{,}2 \cdot 10^{-2}\ \text{g NaCl}$$

c) Relacionando HCl con NaOH:

$$1{,}0 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 1{,}0 \text{ mmol HCl}$$

Realizando un balance de HCl:

$$25 \text{ mmol HCl (inicial)} - 1{,}0 \text{ mmol HCl (reaccionado)} = 24 \text{ mmol HCl (final)}$$

Despreciando el volumen residual que había en el matraz aforado, la concentración molar real de la disolución preparada es:

$$\frac{24 \text{ mmol HCl}}{500 \text{ mL disolución}} = 0{,}048 \text{ mol L}^{-1}$$

d) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $CaCO_3$ y HCl es:

$$CaCO_3(s) + 2\,HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

Se produce una reacción de neutralización entre $CaCO_3$ y HCl y el gas que se desprende es el dióxido de carbono (CO_2).

Relacionando HCl con CO_2:

$$20 \text{ mL HCl } 0{,}048 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 0{,}048 \text{ M}}{10^3 \text{ mL HCl } 0{,}048 \text{ M}} \cdot \frac{0{,}048 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0{,}048 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol HCl}} = 4{,}8 \cdot 10^{-4} \text{ mol } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(4{,}8 \cdot 10^{-4} \text{ mol } CO_2) \cdot (0{,}082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (24 + 273{,}15 \text{ K})}{1 \text{ atm}} = 1{,}2 \cdot 10^{-2} \text{ L } CO_2$$

8.138. Se mezclan 70,0 mL de una disolución 0,23 M de HCl de densidad 1,10 g cm^{-3} con 4,0 mL de otra disolución del mismo ácido de riqueza 36 % y densidad 1,18 g cm^{-3}.
a) ¿Cuál es la riqueza de la disolución resultante?
b) ¿Cuál sería la densidad suponiendo que los volúmenes son aditivos?
c) ¿Qué volumen de esa disolución resultante se ha utilizar para preparar otra de concentración 0,12 M en una matraz de 200 mL.
d) ¿Cuántos gramos de magnesio metálico se podrían disolver con la nueva disolución preparada si se sabe que se forma cloruro de magnesio en disolución y se desprende gas hidrógeno?
e) ¿Cuánto volumen más de disolución se necesitaría para disolver la masa de magnesio calculada si el rendimiento de ese proceso fuese del 83,0 %?

(Castilla y León 2015)

a) Las cantidades de disolución y soluto de las disoluciones que se mezclan son, respectivamente:

$$\text{Disolución 1} \rightarrow \begin{cases} 70{,}0 \text{ mL HCl } 0{,}23 \text{ M} \cdot \dfrac{1{,}10 \text{ g HCl } 0{,}23 \text{ M}}{1 \text{ mL HCl } 0{,}23 \text{ M}} = 77{,}0 \text{ g HCl } 0{,}23 \text{ M} \\ 70{,}0 \text{ mL HCl } 0{,}23 \text{ M} \cdot \dfrac{1 \text{ L HCl } 0{,}23 \text{ M}}{10^3 \text{ mL HCl } 0{,}23 \text{ M}} \cdot \dfrac{0{,}23 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0{,}23 \text{ M}} \cdot \dfrac{36{,}5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 0{,}59 \text{ g HCl} \end{cases}$$

$$\text{Disolución 2} \rightarrow \begin{cases} 4{,}0 \text{ mL HCl } 36\,\% \cdot \dfrac{1{,}18 \text{ g HCl } 36\,\%}{1 \text{ mL HCl } 36\,\%} = 4{,}7 \text{ g HCl } 36\,\% \\ 4{,}0 \text{ mL HCl } 36\,\% \cdot \dfrac{1{,}18 \text{ g HCl } 36\,\%}{1 \text{ mL HCl } 36\,\%} \cdot \dfrac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 36\,\%} = 1{,}7 \text{ g HCl} \end{cases}$$

El porcentaje de HCl en la disolución resultante es:

$$\frac{(0{,}59+1{,}7)\ \text{g HCl}}{(77{,}0+4{,}7)\ \text{g disolución}}\cdot 100 = 2{,}8\ \%\ \text{HCl}$$

b) Considerando los volúmenes aditivos, la densidad de la disolución resultante es:

$$\rho = \frac{(77+4{,}7)\ \text{g disolución}}{(70{,}0+4{,}0)\ \text{mL disolución}} = 1{,}1\ \text{g mL}^{-1}$$

c) La cantidad de HCl necesaria para preparar la disolución 0,12 M es:

$$200\ \text{mL HCl 0,12 M}\cdot\frac{1\ \text{L HCl 0,12 M}}{10^3\ \text{mL HCl 0,12 M}}\cdot\frac{0{,}12\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 0,12 M}} = 0{,}024\ \text{mol HCl}$$

Como se dispone de una disolución de HCl de riqueza 2,8 %:

$$0{,}024\ \text{mol HCl}\cdot\frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}}\cdot\frac{100\ \text{g HCl 2,8 \%}}{2{,}8\ \text{g HCl}}\cdot\frac{1\ \text{mL HCl 2,8 \%}}{1{,}1\ \text{g HCl 2,8 \%}} = 28\ \text{mL HCl 2,8 \%}$$

d) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Mg y HCl es:

$$\text{Mg(s)} + 2\ \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

Relacionando HCl con Mg:

$$0{,}024\ \text{mol HCl}\cdot\frac{1\ \text{mol Mg}}{2\ \text{mol HCl}}\cdot\frac{24{,}3\ \text{g Mg}}{1\ \text{mol Mg}} = 0{,}29\ \text{g Mg}$$

e) Considerando un rendimiento del 83,0 % para el proceso, el volumen de HCl 0,12 M que se consume es:

$$200\ \text{mL HCl 0,12 M (real)}\cdot\frac{100\ \text{mL HCl 0,12 M (teórico)}}{83{,}0\ \text{mL HCl 0,12 M (real)}} = 241\ \text{mL HCl 0,12 M}$$

El volumen de disolución que se debería añadir debido al rendimiento es:

$$(241-200)\ \text{mL HCl 0,12 M} = 41\ \text{mL HCl 0,12 M}$$

8.139. Para obtener sulfato de potasio, se hacen reaccionar 25,0 kg de cloruro de potasio del 90,0 % de pureza con 25,0 L de una disolución de ácido sulfúrico de densidad 1,3028 g mL^{-1} y riqueza del 40,0 % en masa.
a) Ajuste la ecuación química correspondiente a la reacción de obtención del sulfato de potasio.
b) Calcule la cantidad (en kg) de sulfato de potasio que se obtiene si el rendimiento es del 80 %.
c) Los ingenieros agrónomos recomiendan que, en una plantación de cítricos, cada árbol reciba 350 g de potasio anualmente. Calcule la cantidad (en kg) de sulfato de potasio que necesitará cada año una finca de 10 hectáreas, con 400 árboles por hectárea.
d) Calcule el porcentaje (en masa) de potasio y azufre en este fertilizante suponiendo que en su composición contiene solo sulfato de potasio.

(Preselección Valencia 2016)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de obtención del sulfato de potasio es:

$$2\ \text{KCl(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4\text{(aq)} + 2\ \text{HCl(aq)}$$

b) Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. La cantidad de cada una de las especies reaccionantes es:

$$25{,}0\ \text{kg KCl 90,0 \%}\cdot\frac{10^3\ \text{g KCl 90,0 \%}}{1\ \text{kg KCl 90,0 \%}}\cdot\frac{90{,}0\ \text{g KCl}}{100\ \text{g KCl 90,0 \%}}\cdot\frac{1\ \text{mol KCl}}{74{,}6\ \text{g KCl}} = 302\ \text{mol KCl}$$

$$25{,}0\ \text{L}\ H_2SO_4\ 40{,}0\ \% \cdot \frac{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 40{,}0\ \%}{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 40{,}0\ \%} \cdot \frac{1{,}3028\ \text{g}\ H_2SO_4\ 40{,}0\ \%}{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 40{,}0\ \%} = 3{,}26 \cdot 10^4\ \text{g}\ H_2SO_4\ 40{,}0\ \%$$

$$3{,}26 \cdot 10^4\ \text{g}\ H_2SO_4\ 40{,}0\ \% \cdot \frac{40{,}0\ \text{g}\ H_2SO_4}{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 40{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{98{,}1\ \text{g}\ H_2SO_4} = 133\ \text{mol}\ H_2SO_4$$

La relación molar es:

$$\frac{302\ \text{mol KCl}}{133\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 2{,}27$$

como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que queda KCl sin reaccionar, por lo que el H_2SO_4 es el reactivo limitante que determina la cantidad de K_2SO_4 que se obtiene.

Relacionando H_2SO_4 con K_2SO_4:

$$133\ \text{mol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ K_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} \cdot \frac{174{,}2\ \text{g}\ K_2SO_4}{1\ \text{mol}\ K_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{kg}\ K_2SO_4}{10^3\ \text{g}\ K_2SO_4} = 23{,}2\ \text{kg}\ K_2SO_4$$

Teniendo en cuenta que el proceso tiene un rendimiento del 80,0 %:

$$23{,}2\ \text{kg}\ K_2SO_4\ (\text{teórico}) \cdot \frac{80{,}0\ \text{kg}\ K_2SO_4\ (\text{real})}{100\ \text{kg}\ K_2SO_4\ (\text{teórico})} = 18{,}5\ \text{kg}\ K_2SO_4$$

c) La cantidad de K que necesita anualmente la plantación es:

$$10\ \text{ha} \cdot \frac{400\ \text{árboles}}{1\ \text{ha}} \cdot \frac{350\ \text{g K}}{1\ \text{árbol}} \cdot \frac{1\ \text{mol K}}{39{,}1\ \text{g K}} = 3{,}58 \cdot 10^4\ \text{mol K}$$

Relacionando K con K_2SO_4:

$$3{,}58 \cdot 10^4\ \text{mol K} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ K_2SO_4}{2\ \text{mol K}} \cdot \frac{174{,}2\ \text{g}\ K_2SO_4}{1\ \text{mol}\ K_2SO_4} \cdot \frac{1\ \text{kg}\ K_2SO_4}{10^3\ \text{g}\ K_2SO_4} = 3{,}12 \cdot 10^3\ \text{kg}\ K_2SO_4$$

d) El porcentaje de K y S del fertilizante, considerando que solo contiene K_2SO_4, es:

$$\frac{2\ \text{mol K}}{1\ \text{mol}\ K_2SO_4} \cdot \frac{39{,}1\ \text{g K}}{1\ \text{mol K}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ K_2SO_4}{174{,}2\ \text{g}\ K_2SO_4} \cdot 100 = 44{,}9\ \%\ \text{K}$$

$$\frac{1\ \text{mol S}}{1\ \text{mol}\ K_2SO_4} \cdot \frac{32{,}1\ \text{g S}}{1\ \text{mol K}} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ K_2SO_4}{174{,}2\ \text{g}\ K_2SO_4} \cdot 100 = 18{,}4\ \%\ \text{S}$$

8.140. La blenda es un mineral de sulfuro de cinc, ZnS, del que se obtiene el cinc. La primera etapa del proceso es la obtención del óxido de cinc y dióxido de azufre por tostación del mineral en una reacción con oxígeno. En la segunda etapa, se hace reaccionar el óxido de cinc con monóxido de carbono para obtener cinc puro y dióxido de carbono. Este monóxido de carbono se obtiene por oxidación de carbón.
a) ¿Qué cantidad de óxido de cinc se obtendría por tostación de 500 g de una blenda cuya riqueza es del 60,0 %?
b) ¿Qué cantidad de monóxido de carbono sería precisa para reducir al óxido de cinc obtenido?
c) ¿Qué cantidad de cinc se obtendrá si el rendimiento es del 80,0 %?
d) ¿Qué cantidad de carbono se precisaría para obtener la cantidad de CO necesaria si el rendimiento es del 50,0 %?

(Castilla y León 2016)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones del proceso de obtención de cinc son:

$$2\ \text{ZnS(s)} + 3\ \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\ \text{ZnO(s)} + 2\ \text{SO}_2\text{(g)}$$

$$\text{ZnO(s)} + \text{CO(g)} \rightarrow \text{Zn(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$$

$$2\ \text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\ \text{CO(g)}$$

a) Relacionando blenda con ZnO:

$$500\ \text{g blenda} \cdot \frac{60,0\ \text{g ZnS}}{100\ \text{g blenda}} \cdot \frac{1\ \text{mol ZnS}}{97,5\ \text{g ZnS}} \cdot \frac{2\ \text{mol ZnO}}{2\ \text{mol ZnS}} \cdot \frac{81,4\ \text{g ZnO}}{1\ \text{mol ZnO}} = 250\ \text{g ZnO}$$

b) Relacionando blenda con CO:

$$500\ \text{g blenda} \cdot \frac{60,0\ \text{g ZnS}}{100\ \text{g blenda}} \cdot \frac{1\ \text{mol ZnS}}{97,5\ \text{g ZnS}} \cdot \frac{2\ \text{mol ZnO}}{2\ \text{mol ZnS}} \cdot \frac{1\ \text{mol CO}}{1\ \text{mol ZnO}} \cdot \frac{28,0\ \text{g CO}}{1\ \text{mol CO}} = 86,2\ \text{g CO}$$

c) Relacionando blenda con Zn teniendo en cuenta un rendimiento del 80,0 %:

$$500\ \text{g blenda} \cdot \frac{60,0\ \text{g ZnS}}{100\ \text{g blenda}} \cdot \frac{1\ \text{mol ZnS}}{97,5\ \text{g ZnS}} \cdot \frac{1\ \text{mol Zn}}{1\ \text{mol ZnS}} \cdot \frac{65,4\ \text{g Zn}}{1\ \text{mol Zn}} \cdot \frac{80,0\ \text{g Zn (real)}}{100\ \text{g Zn (teórico)}} = 161\ \text{g Zn}$$

d) Relacionando C con CO teniendo en cuenta un rendimiento del 50,0 %:

$$x\ \text{g C (teórico)} \cdot \frac{1\ \text{mol C}}{12,0\ \text{g C}} \cdot \frac{2\ \text{mol CO}}{1\ \text{mol C}} \cdot \frac{28,0\ \text{g CO}}{1\ \text{mol CO}} \cdot \frac{50,0\ \text{g CO (real)}}{100\ \text{g CO (teórico)}} = 86,2\ \text{g CO}$$

Se obtiene, x = 73,9 g C.

8.141. Se prepara una disolución disolviendo 2,50 g de NaCl en 550,0 g de H_2O. La densidad de la disolución resultante es 0,997 g cm^{-3}.
a) ¿Cuáles son la molalidad (m), la molaridad (M), el tanto por ciento en masa (%) y la fracción molar de cloruro de sodio en ella?
b) ¿Cuántos cm^3 de la disolución anterior hay que tomar para tener 0,0100 mol de ion cloruro?
c) Se mezclan 50,0 mL de disolución de NaCl anterior con 50,0 mL de disolución de $AgNO_3$ 0,100 M, ¿cuál será la concentración de Ag^+ en la disolución si todo el cloruro se precipita como cloruro de plata? Suponga volúmenes aditivos.

(Castilla y León 2016)

a) La masa y el volumen de la disolución resultante son, respectivamente:

$$2,50\ \text{g NaCl} + 550,0\ \text{g H}_2\text{O} = 552,5\ \text{g disolución}$$

$$552,5\ \text{g disolución} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}{0,997\ \text{g disolución}} = 554\ \text{cm}^3\ \text{disolución}$$

▪ Molalidad

$$m = \frac{2,50\ \text{g NaCl}}{550,0\ \text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaCl}}{58,5\ \text{g NaCl}} \cdot \frac{10^3\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{kg H}_2\text{O}} = 0,0777\ \text{mol kg}^{-1}$$

▪ Molaridad

$$M = \frac{2,50\ \text{g NaCl}}{554\ \text{cm}^3\ \text{disolución}} \cdot \frac{1\ \text{mol NaCl}}{58,5\ \text{g NaCl}} \cdot \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0,0771\ \text{mol L}^{-1}$$

▪ Porcentaje en masa

$$\% \text{ NaCl} = \frac{2{,}50 \text{ g NaCl}}{552{,}5 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 0{,}452$$

▪ Fracción Molar

$$x = \frac{2{,}50 \text{ g NaCl} \cdot \dfrac{1 \text{ mol NaCl}}{58{,}5 \text{ g NaCl}}}{2{,}50 \text{ g NaCl} \cdot \dfrac{1 \text{ mol NaCl}}{58{,}5 \text{ g NaCl}} + 550{,}0 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \dfrac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18{,}0 \text{ g H}_2\text{O}}} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 1{,}40 \cdot 10^{-3}$$

b) El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado en iones de acuerdo con la ecuación:

$$\text{NaCl(aq)} \rightarrow \text{Na}^+\text{(aq)} + \text{Cl}^-\text{(aq)}$$

Relacionando Cl^- con disolución de NaCl:

$$0{,}0100 \text{ mol Cl}^- \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol Cl}^-} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{0{,}0771 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 130 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

c) La ecuación química correspondiente a la reacción entre $AgNO_3$ y NaCl es:

$$\text{AgNO}_3\text{(aq)} + \text{NaCl(aq)} \rightarrow \text{AgCl(s)} + \text{NaNO}_3\text{(aq)}$$

El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) es:

Para determinar la concentración de Ag^+ en disolución es preciso saber antes la cantidad de $AgNO_3$ consumido. Como dice que todo el cloruro precipita como cloruro de plata quiere decir que el NaCl es el reactivo limitante.

Relacionando NaCl con $AgNO_3$ se obtiene la cantidad de este que se consume:

$$50{,}0 \text{ mL NaCl } 0{,}0771 \text{ M} \cdot \frac{0{,}0771 \text{ mmol AgCl}}{1 \text{ mL NaCl } 0{,}0771 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol AgNO}_3}{1 \text{ mmol NaCl}} = 3{,}86 \text{ mmol AgNO}_3 \text{ (consumido)}$$

La cantidad inicial $AgNO_3$ es:

$$50{,}0 \text{ mL AgNO}_3 \text{ } 0{,}100 \text{ M} \cdot \frac{0{,}100 \text{ mmol AgNO}_3}{1 \text{ mL AgNO}_3 \text{ } 0{,}100 \text{ M}} = 5{,}00 \text{ mmol AgNO}_3 \text{ (inicial)}$$

Realizando un balance de materia se obtiene la cantidad sobrante $AgNO_3$ al final de la reacción:

$$5{,}00 \text{ mmol AgNO}_3 \text{ (inicial)} - 3{,}86 \text{ mmol AgNO}_3 \text{ (consumido)} = 1{,}14 \text{ mmol AgNO}_3 \text{ (sobrante)}$$

Considerando volúmenes aditivos el valor $[Ag^+]$ en la disolución resultante es:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{1{,}14 \text{ mmol AgNO}_3 \cdot \dfrac{1 \text{ mmol Ag}^+}{1 \text{ mmol AgNO}_3}}{(50{,}0 + 50{,}0) \text{ mL disolución}} = 1{,}14 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

8.142. El ácido sulfúrico es uno de los productos más fabricados a escala industrial, dadas sus numerosas aplicaciones: para fabricar abonos y fertilizantes, en la industria del refino del petróleo, como electrolito en baterías, etc. Son tan importantes y variadas, que ha llegado a emplearse su volumen de fabricación como medida de la actividad industrial de un país.

El proceso de fabricación del ácido sulfúrico más empleado en la industria utiliza mineral de pirita, FeS_2, cuyo contenido en azufre es muy alto. El mineral, tras extraerse de las minas, se lleva a una etapa de tostación, en la que la pirita se calienta a alta temperatura en presencia de oxígeno. En esta etapa el mineral pirita se transforma en óxido de hierro(III) y produce dióxido de azufre gas. Puede suponerse en esta etapa un rendimiento del 100 %.

La segunda etapa consiste en oxidar el dióxido de azufre así producido, en presencia de oxígeno, a trióxido de azufre. Esta etapa es muy exotérmica, y requiere el uso de un catalizador heterogéneo, normalmente de platino o V_2O_5, que acelere la reacción. Esta etapa tiene un rendimiento del 95 %.

El trióxido de azufre producido se enfría y se lleva a la etapa de producción de ácido sulfúrico propiamente dicha. En ella, el trióxido de azufre se pone en contacto con exceso de ácido sulfúrico en varias torres de absorción, donde reaccionan formando ácido disulfúrico. A su vez, el ácido disulfúrico reacciona con agua formando ácido sulfúrico, en un proceso también exotérmico. En esta etapa también puede considerarse un rendimiento del 100 %. El ácido sulfúrico obtenido se diluye después con agua hasta conseguir la pureza requerida.

Si se extraen de una mina 400 t al día de mineral de pirita, y se quiere obtener ácido sulfúrico con una pureza del 70 %:

a) Escriba y ajuste las reacciones involucradas en las distintas etapas del proceso.

b) Determine el volumen producido de dióxido de azufre, medido en condiciones normales,

c) Determine el volumen de aire, medido en condiciones normales, que se necesita diariamente para fabricar el ácido sulfúrico, si se emplea el doble del estequiométrico.

d) Determine los moles de trióxido de azufre producidos diariamente.

e) Determine la cantidad de ácido sulfúrico del 70,0 % que se producirá anualmente, si su densidad es de $1{,}61\ g\ cm^{-3}$.

(Dato. El aire contiene 21,0 % en volumen de O_2)

(País Vasco 2016)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las diferentes etapas de la fabricación del ácido sulfúrico son:

- Tostación de la pirita:

$$4\ FeS_2(s) + 11\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s) + 8\ SO_2(g)$$

- Oxidación catalítica del dióxido de azufre:

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$$

- Absorción del trióxido de azufre:

$$SO_3(g) + H_2S_2O_7(l) \rightarrow 2\ H_2SO_4(l)$$

b) Relacionando FeS_2 con SO_2:

$$400\ t\ FeS_2 \cdot \frac{10^6\ g\ FeS_2}{1\ t\ FeS_2} \cdot \frac{1\ mol\ FeS_2}{119{,}9\ g\ FeS_2} \cdot \frac{8\ mol\ SO_2}{4\ mol\ FeS_2} = 6{,}67 \cdot 10^6\ mol\ SO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(6{,}67 \cdot 10^6\ mol\ SO_2) \cdot (0{,}082\ atm\ L\ mol^{-1}\ K^{-1}) \cdot 273{,}15\ K}{1\ atm} = 1{,}49 \cdot 10^8\ L\ SO_2$$

c) Relacionando FeS_2 con O_2:

$$400\ \text{t FeS}_2 \cdot \frac{10^6\ \text{g FeS}_2}{1\ \text{t FeS}_2} \cdot \frac{1\ \text{mol FeS}_2}{119{,}9\ \text{g FeS}_2} \cdot \frac{11\ \text{mol O}_2}{4\ \text{mol FeS}_2} = 9{,}17 \cdot 10^6\ \text{mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(9{,}17 \cdot 10^6\ \text{mol O}_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 2{,}05 \cdot 10^8\ \text{L O}_2$$

Relacionando O_2 con aire y teniendo en cuenta que se utiliza el doble valor del estequiométrico:

$$2{,}05 \cdot 10^8\ \text{L O}_2 \cdot \frac{2\ \text{L O}_2\ \text{(real)}}{1\ \text{L O}_2\ \text{(estequiométrico)}} \cdot \frac{100\ \text{L aire}}{21{,}0\ \text{L O}_2} = 1{,}95 \cdot 10^9\ \text{L aire}$$

c) Relacionando SO_2 con SO_3 y teniendo en cuenta un rendimiento del 95,0 %:

$$6{,}67 \cdot 10^6\ \text{mol SO}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol SO}_3}{2\ \text{mol SO}_2} \cdot \frac{95{,}0\ \text{mol SO}_3\ \text{(real)}}{100\ \text{mol SO}_3\ \text{(teórico)}} = 6{,}34 \cdot 10^6\ \text{mol SO}_3$$

e) Relacionando SO_3 con H_2SO_4 y teniendo en cuenta que se trata de una disolución del 70,0 %:

$$6{,}34 \cdot 10^6\ \text{mol SO}_3 \cdot \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol SO}_3} \cdot \frac{98{,}1\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 70{,}0\ \%}{70{,}0\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = 8{,}89 \cdot 10^8\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 70{,}0\ \%$$

El volumen diario producido de H_2SO_4 del 70,0 % es:

$$8{,}89 \cdot 10^8\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 70{,}0\ \% \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4\ 70{,}0\ \%}{1{,}61\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 70{,}0\ \%} = 5{,}52 \cdot 10^8\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4\ 70{,}0\ \%$$

El volumen anual de esta disolución es:

$$365\ \text{días} \cdot \frac{5{,}52 \cdot 10^8\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4\ 70{,}0\ \%}{\text{día}} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4\ 70{,}0\ \%}{10^6\ \text{cm}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4\ 70{,}0\ \%} = 2{,}01 \cdot 10^5\ \text{m}^3\ \text{H}_2\text{SO}_4\ 70{,}0\ \%$$

8.143. El ácido sulfúrico puede obtenerse a partir de la tostación de la blenda (mineral cuyo principal componente es sulfuro de cinc), según el proceso:

sulfuro de cinc + oxígeno → óxido de cinc + dióxido de azufre [1]
dióxido de azufre + oxígeno → trióxido de azufre [2]
trióxido de azufre + agua → ácido sulfúrico [3]

Calcule:
a) ¿Cuántos kilogramos de blenda, con un 53,0 % de sulfuro de cinc se necesitan para obtener 200 kg de ácido sulfúrico 3,15 M (densidad del ácido sulfúrico: 1,19 g cm^{-3})?
b) ¿Qué volumen ocupa el oxígeno necesario en la primera etapa, o de tostación, medido a 20 °C y 3,0 atm?

(Baleares 2017)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones del proceso son:

$$2\ \text{ZnS(s)} + 3\ \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\ \text{ZnO(s)} + 2\ \text{SO}_2\text{(g)}$$

$$2\ \text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\ \text{SO}_3\text{(g)}$$

$$2\ \text{SO}_3\text{(g)} + 2\ \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\ \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)}$$

La ecuación global del proceso es:

$$\text{ZnS(s)} + 2\ \text{O}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{ZnO(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)}$$

La cantidad de H_2SO_4 que contiene la disolución ácida es:

$$200\ \text{kg}\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M} \cdot \frac{10^3\ \text{g}\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M}}{1\ \text{kg}\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M}} \cdot \frac{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M}}{1{,}19\ \text{g}\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M}} = 1{,}68 \cdot 10^5\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M}$$

$$1{,}68 \cdot 10^5\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M} \cdot \frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M}}{10^3\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M}} \cdot \frac{3{,}15\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 3{,}15\ \text{M}} = 529\ \text{mol}\ H_2SO_4$$

Relacionando H_2SO_4 con ZnS y blenda:

$$529\ \text{mol}\ H_2SO_4 \cdot \frac{1\ \text{mol ZnS}}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} \cdot \frac{97{,}4\ \text{g ZnS}}{1\ \text{mol ZnS}} \cdot \frac{1\ \text{kg ZnS}}{10^3\ \text{g ZnS}} \cdot \frac{100\ \text{kg blenda}}{53{,}0\ \text{kg ZnS}} = 97{,}2\ \text{kg blenda}$$

b) Relacionando ZnS con O_2:

$$529\ \text{mol ZnS} \cdot \frac{3\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol ZnS}} = 794\ \text{mol}\ O_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(794\ \text{mol}\ O_2) \cdot (0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (20 + 273{,}15)\ \text{K}}{3{,}0\ \text{atm}} = 6{,}4 \cdot 10^3\ \text{L}\ O_2$$

(Este problema ha sido propuesto en O.Q.N. Murcia 2000)

8.144. En la trilogía *"El señor de los anillos"*, el novelista J.R.R. Tolkien describe que los anillos de poder eran joyas creadas por los Mirdain, altos herreros élficos. El oro se ouede extraer por lixiviación tratando las tierras auríferas que lo contenían con una disolución de cianuro de sodio, según la ecuación química siguiente:

$$4\ \text{Au(s)} + 8\ \text{NaCN(aq)} + O_2\text{(g)} + 2\ H_2O\text{(l)} \rightarrow 4\ \text{NaAu(CN)}_2\text{(aq)} + 4\ \text{NaOH(aq)} \qquad (1)$$

Una vez se ha disuelto el oro, en forma de la especie $[\text{Au(CN)}_2]^-$, puede ser precipitado como metal de acuerdo con la siguiente ecuación química no ajustada:

$$[\text{Au(CN)}_2]^-\text{(aq)} + \text{Zn(s)} \rightarrow [\text{Zn(CN)}_4]^{2-}\text{(aq)} + \text{Au(s)} \qquad (2)$$

a) Ajuste la ecuación química (2).
b) ¿Qué cantidad de oro (en g) se podría extraer a partir de 1.000 kg de tierras auríferas si estas presentan una media del 0,0190 % en masa de oro?
c) ¿Cuántos litros de una disolución de NaCN 0,0750 M se necesitarán para disolver la totalidad del oro?
d) ¿Qué cantidad (en g) de cinc se necesitará para recuperar el oro disuelto en forma de $[\text{Au(CN)}_2]^-$?
El oro puro es un material relativamente blando; para hacerlo más duro normalmente se alea con otros metales. Los anillos de oro suelen tener un porcentaje de oro del 75,0 % en masa (se dice que el anillo está realizado con oro de 18 kilates; el oro puro se designa como oro de 24 kilates).
e) Calcule el número de anillos de poder de 18 kilates, con un peso de 100 g por anillo, que los herreros élficos podrían haber forjado con el oro contenido en los 1.000 kg de tierras auríferas tratadas, suponiendo que en el proceso hay una pérdida del 10 %.
f) ¿Qué problema medioambiental puede provocar el uso de sales cianuradas en la minería del oro?

(Preselección Valencia 2017)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $[\text{Au(CN)}_2]^-$ y Zn es:

$$2\ [\text{Au(CN)}_2]^-\text{(aq)} + \text{Zn(s)} \rightarrow [\text{Zn(CN)}_4]^{2-}\text{(aq)} + 2\ \text{Au(s)}$$

b) La masa de Au que se puede extraer de la tierra aurífera es:

$$1.000\ \text{kg tierra} \cdot \frac{10^3\ \text{g tierra}}{1\ \text{kg tierra}} \cdot \frac{0{,}0190\ \text{g Au}}{100\ \text{g tierra}} = 190\ \text{g Au}$$

c) Relacionando Au con la disolución de NaCN:

$$190\text{ g Au}\cdot\frac{1\text{ mol Au}}{197\text{ g Au}}\cdot\frac{8\text{ mol NaCN}}{4\text{ mol Au}}\cdot\frac{1\text{ L NaCN }0{,}0750\text{ M}}{0{,}0750\text{ mol NaCN}}=25{,}7\text{ L NaCN }0{,}0750\text{ M}$$

d) Relacionando Au con Zn:

$$190\text{ g Au}\cdot\frac{1\text{ mol Au}}{197\text{ g Au}}\cdot\frac{1\text{ mol }[\text{Au(CN)}_2]^-}{1\text{ mol Au}}\cdot\frac{1\text{ mol Zn}}{2\text{ mol }[\text{Au(CN)}_2]^-}\cdot\frac{65{,}4\text{ g Zn}}{1\text{ mol Zn}}=31{,}5\text{ g Zn}$$

e) El número de anillos de Au de 18 kt que se puede fabricar considerando unas pérdidas del 10 % es:

$$190\text{ g Au}\cdot\frac{(100-10)\text{ g Au (útil)}}{100\text{ g Au (inicial)}}\cdot\frac{100\text{ g Au 18 kt}}{75{,}0\text{ g Au}}\cdot\frac{1\text{ anillo}}{100\text{ g Au 18 kt}}=2{,}28\text{ anillos}\rightarrow 2\text{ anillos}$$

f) La extracción del oro con cianuro provoca problemas medioambientales debido a la elevada toxicidad de este.

8.145. Una de las formas en que se produce industrialmente el ácido fosfórico, H_3PO_4, comienza con la extracción de fósforo elemental de minerales que contienen fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$. El proceso transcurre en varias fases:

Fase A. Una mezcla de fosfato de calcio sólido, arena (dióxido de silicio, SiO_2) y coque (carbono) se calientan en un horno eléctrico a 1.400 °C para producir monóxido de carbono gaseoso, vapor de fósforo, P_4, y un compuesto sólido de calcio, silicio y oxígeno. Este compuesto tiene una composición porcentual en masa de 34,50 % de calcio, 24,18 % de silicio y 41,32 de oxígeno. El rendimiento del proceso es del 60,0 %.

Fase B. El fósforo se condensa a sólido, purifica, y se hace reaccionar con oxígeno del aire para producir decaóxido de tetrafósforo sólido, P_4O_{10}. El rendimiento de este proceso es del 85,0 %.

Fase C. El decaóxido de tetrafósforo reacciona con agua para producir una disolución acuosa de ácido fosfórico, H_3PO_4. El rendimiento del proceso es del 95,0 %.

a) Determine la fórmula empírica del compuesto obtenido de calcio, silicio y oxígeno.

b) Escriba las reacciones descritas en los procesos A, B y C.

c) Si dispone de 0,500 t del fosfato de calcio inicial, calcule la cantidad, en gramos, de ácido fosfórico puro que se obtendría.

d) Si con el ácido fosfórico obtenido se prepara, a 20 °C, una disolución del 75,0 % en masa y densidad 1,579 g mL^{-1}, calcule el volumen de disolución que se obtiene.

e) En ocasiones, se realiza la aproximación de que, en la preparación de disoluciones, los volúmenes son aditivos. Sabiendo que el ácido fosfórico puro tiene una densidad de 1,685 g mL^{-1}, calcule la variación de volumen que se produce cuando se prepara la disolución del apartado anterior.

(Asturias 2017)

a) Tomando una base de cálculo de 100 g del compuesto de calcio, silicio y oxígeno, y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica del mismo:

$$\left.\begin{array}{r}34{,}50\text{ g Ca}\cdot\dfrac{1\text{ mol Ca}}{40{,}1\text{ g Ca}}=0{,}860\text{ mol Ca}\\[2ex]24{,}18\text{ g Si}\cdot\dfrac{1\text{ mol Si}}{28{,}0\text{ g Si}}=0{,}861\text{ mol Si}\\[2ex]41{,}32\text{ g O}\cdot\dfrac{1\text{ mol O}}{16{,}0\text{ g O}}=2{,}58\text{ mol O}\end{array}\right\}\rightarrow\left\{\begin{array}{l}\dfrac{0{,}861\text{ mol Si}}{0{,}860\text{ mol Ca}}=\dfrac{1\text{ mol Si}}{1\text{ mol Ca}}\\[2ex]\dfrac{2{,}58\text{ mol O}}{0{,}860\text{ mol Ca}}=\dfrac{3\text{ mol O}}{1\text{ mol Ca}}\end{array}\right\}\rightarrow\text{ F. empírica: }CaSiO_3$$

b) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las tres fases del proceso son:

Fase A: $2\ Ca_3(PO_4)_2(s) + 6\ SiO_2(s) + 10\ C(s) \rightarrow 10\ CO(g) + P_4(s) + 6\ CaSiO_3(s)$

Fase B: $P_4(s) + 5\ O_2(s) \rightarrow P_4O_{10}(s)$

Fase C: $P_4O_{10}(s) + 6\ H_2O(s) \rightarrow 4\ H_3PO_4(l)$

c) La cantidad de $Ca_3(PO_4)_2$ de la que se parte es:

$$0{,}500\ \text{t}\ Ca_3(PO_4)_2 \cdot \frac{10^6\ \text{g}\ Ca_3(PO_4)_2}{1\ \text{t}\ Ca_3(PO_4)_2} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2}{310{,}3\ \text{g}\ Ca_3(PO_4)_2} = 1{,}61 \cdot 10^3\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2$$

▪ Fase A con rendimiento del 60,0 %:

$$1{,}61 \cdot 10^3\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ P_4}{2\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2} \cdot \frac{60{,}0\ \text{mol}\ P_4\ (\text{real})}{100\ \text{mol}\ P_4\ (\text{teórico})} = 483\ \text{mol}\ P_4$$

▪ Fase B con rendimiento del 85,0 %:

$$483\ \text{mol}\ P_4 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ P_4O_{10}}{1\ \text{mol}\ P_4} \cdot \frac{85{,}0\ \text{mol}\ P_4O_{10}\ (\text{real})}{100\ \text{mol}\ P_4O_{10}\ (\text{teórico})} = 411\ \text{mol}\ P_4O_{10}$$

▪ Fase C con rendimiento del 95,0 %:

$$411\ \text{mol}\ P_4O_{10} \cdot \frac{4\ \text{mol}\ H_3PO_4}{1\ \text{mol}\ P_4O_{10}} \cdot \frac{95{,}0\ \text{mol}\ H_3PO_4\ (\text{real})}{100\ \text{mol}\ H_3PO_4\ (\text{teórico})} \cdot \frac{98{,}0\ \text{g}\ H_3PO_4}{1\ \text{mol}\ H_3PO_4} = 1{,}53 \cdot 10^5\ \text{g}\ H_3PO_4$$

d) La masa y volumen de disolución de H_3PO_4 de riqueza 75,0 % y densidad 1,579 g mL^{-1} que se obtiene son:

$$1{,}53 \cdot 10^5\ \text{g}\ H_3PO_4 \cdot \frac{100\ \text{g}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \%}{75{,}0\ \text{g}\ H_3PO_4} = 2{,}04 \cdot 10^5\ \text{g}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \%$$

$$2{,}04 \cdot 10^5\ \text{g}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \% \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \%}{1{,}579\ \text{g}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \%} = 1{,}29 \cdot 10^5\ \text{mL}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \%$$

e) La masa y volumen de agua (densidad = 1,00 g mL^{-1}) que contiene la disolución anterior son:

$$2{,}04 \cdot 10^5\ \text{g}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \% - 1{,}53 \cdot 10^5\ \text{g}\ H_3PO_4 = 5{,}10 \cdot 10^4\ \text{g}\ H_2O = 5{,}10 \cdot 10^4\ \text{mL}\ H_2O$$

El volumen que ocupa el H_3PO_4 (densidad = 1,685 g mL^{-1}) que contiene la disolución anterior es:

$$1{,}53 \cdot 10^5\ \text{g}\ H_3PO_4 \cdot \frac{1\ \text{mL}\ H_3PO_4}{1{,}685\ \text{g}\ H_3PO_4} = 9{,}08 \cdot 10^4\ \text{mL}\ H_3PO_4$$

Considerando volúmenes aditivos, el volumen que ocuparía esta disolución es:

$$9{,}08 \cdot 10^4\ \text{mL}\ H_3PO_4 + 5{,}10 \cdot 10^4\ \text{mL}\ H_2O = 1{,}42 \cdot 10^5\ \text{mL}\ H_3PO_4\ 75{,}0\ \%$$

La contracción del volumen que se produce al mezclar soluto y disolvente:

$$1{,}42 \cdot 10^5\ \text{mL}\ H_3PO_4\ (\text{teórico}) - 1{,}29 \cdot 10^5\ \text{mL}\ H_3PO_4\ (\text{real}) = 1{,}30 \cdot 10^4\ \text{mL}$$

Expresado como porcentaje es:

$$\frac{1{,}30 \cdot 10^4\ \text{mL}\ H_3PO_4\ (\text{contracción})}{1{,}42 \cdot 10^5\ \text{mL}\ H_3PO_4\ (\text{teórico})} \cdot 100 = 9{,}15\ \%$$

8.146. El ácido nítrico se obtiene por disolución del gas NO_2 en agua según la siguiente reacción, cuyo rendimiento es del 95,0 %:

$$3\ NO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow 2\ HNO_3(aq) + NO(g)$$

y el NO_2 se obtiene previamente por oxidación del amoniaco según la siguiente reacción, cuyo rendimiento es del 70,0 %:

$$4\ NH_3(g) + 7\ O_2(g) \rightarrow 4\ NO_2(g) + 6\ H_2O(g)$$

Si se parte de 7,00 L de amoniaco, medidos en condiciones normales, y 80,0 L de aire, medidos también en condiciones normales, cuyo contenido en oxígeno es del 21,0 % en volumen. Determine:
a) Si se tiene suficiente aire para consumir el amoniaco.
b) La cantidad de ácido obtenido.
c) La concentración molar de la disolución ácida resultante si el volumen final obtenido es de 2,5 L.
d) La masa y el volumen de amoniaco medido en condiciones normales necesario para obtener una disolución de características iguales al ácido nítrico concentrado comercial: 67,0 % de riqueza y densidad 1,40 g mL^{-1}.

(Castilla y León 2017)

a) Como se facilitan cantidades de ambos reactivos, previamente es necesario determinar cuál de ambos es el reactivo limitante. Considerando comportamiento ideal, el número de moles de cada gas es:

$$\left.\begin{array}{l} n = \dfrac{1\ \text{atm} \cdot (7{,}00\ \text{L NH}_3)}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} = 0{,}313\ \text{mol NH}_3 \\ n = \dfrac{1\ \text{atm} \cdot (80{,}0\ \text{L aire})}{(0{,}082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273{,}15\ \text{K}} \cdot \dfrac{21{,}0\ \text{L O}_2}{100\ \text{L aire}} = 0{,}750\ \text{mol O}_2 \end{array}\right\} \rightarrow \dfrac{0{,}750\ \text{mol O}_2}{0{,}313\ \text{mol NH}_3} = 2{,}40$$

como la relación molar es menor que 7/4 quiere decir que queda O_2 sin reaccionar, por lo que el NH_3 es el reactivo limitante que determina las cantidades que reaccionan y se obtienen.

b) Relacionando NH_3 con NO_2 teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción es del 70,0 %:

$$0{,}313\ \text{mol NH}_3 \cdot \frac{4\ \text{mol NO}_2}{4\ \text{mol NH}_3} \cdot \frac{70{,}0\ \text{mol NO}_2\ \text{(real)}}{100\ \text{mol NO}_2\ \text{(teórico)}} = 0{,}219\ \text{mol NO}_2$$

Relacionando NO_2 con HNO_3 teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción es del 95,0 %:

$$0{,}219\ \text{mol NO}_2 \cdot \frac{2\ \text{mol HNO}_3}{3\ \text{mol NO}_2} \cdot \frac{95{,}0\ \text{mol HNO}_3\ \text{(real)}}{100\ \text{mol HNO}_3\ \text{(teórico)}} = 0{,}139\ \text{mol HNO}_3$$

c) Relacionando la cantidad de HNO_3 con el volumen de disolución:

$$\frac{0{,}139\ \text{mol HNO}_3}{2{,}50\ \text{L disolución}} = 0{,}0556\ \text{M}$$

d) La concentración molar del HNO_3 comercial de riqueza 67,0 % es:

$$\frac{67{,}0\ \text{g HNO}_3}{100\ \text{g HNO}_3\ 67{,}0\ \%} \cdot \frac{1\ \text{mol HNO}_3}{63{,}0\ \text{g HNO}_3} \cdot \frac{1{,}40\ \text{g HNO}_3\ 67{,}0\ \%}{1\ \text{mL HNO}_3\ 67{,}0\ \%} \cdot \frac{10^3\ \text{mL HNO}_3\ 67{,}0\ \%}{1\ \text{mL HNO}_3\ 67{,}0\ \%} = 14{,}9\ \text{M}$$

La cantidad de HNO_3 contenida en 2,5 L de disolución comercial es:

$$2{,}5\ \text{L disolución comercial} \cdot \frac{14{,}9\ \text{mol HNO}_3}{1\ \text{L disolución comercial}} = 37{,}3\ \text{mol HNO}_3$$

Relacionando HNO_3 con NH_3 de acuerdo con la relación obtenida en el apartado b):

$$37,3\ \text{mol HNO}_3 \cdot \frac{0,313\ \text{mol NH}_3}{0,139\ \text{mol HNO}_3} = 84,0\ \text{mol NH}_3$$

La masa correspondiente es:

$$84,0\ \text{mol NH}_3 \cdot \frac{17,0\ \text{mol NH}_3}{1\ \text{mol NH}_3} = 1,43 \cdot 10^3\ \text{g NH}_3$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(84,0\ \text{mol NH}_3) \cdot (0,082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot 273,15\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 1,88 \cdot 10^3\ \text{L NH}_3$$

8.147. Los microorganismos emplean reacciones redox para obtener energía y para poder crecer. Para crecer, estos generan ácidos nucleicos, enzimas, proteínas, carbohidratos y grasas, y con ellos nuevas células, por lo que el propio crecimiento del organismo ha de considerarse como parte de la reacción química.
Para generar energía y todos los compuestos relacionados con el crecimiento, los microorganismos necesitan nutrientes (materias primas), lo que incluye ciertos minerales (fosfatos, nitratos, etc.). Los microorganismos son relativamente específicos al tipo de nutrientes disponible, y muchas veces actúan en simbiosis con otras cepas.
Ciertos microorganismos, tales como la bacteria anaeróbica Syntrophus aciditrophicus son capaces de alimentarse de benzoatos (materia orgánica), que transforman en nuevos componentes celulares (crecimiento celular) a través de la reducción de sales inorgánicas (nitratos, por ejemplo) según la siguiente reacción ajustada:

$$17\ C_6H_5COO^- + 56\ NO_3^- + 56\ H^+ \rightarrow 10\ C_5H_7NO_2 + 23\ N_2 + 17\ HCO_3^- + 52\ CO_2 + 27\ H_2O$$

donde $C_5H_7NO_2$ representa la fórmula empírica de una célula que muestra, por ejemplo, que su contenido de nitrógeno representa alrededor de un 12 % de su peso total.
Se quiere utilizar una colonia de Syntrophus aciditrophicus para estudios de biorremediación de suelos en un sistema aislado con un volumen de 5 L, a 30 °C. Para ello, se prepara un suelo ácido artificial que contiene un 2,0 % en peso de benzoato de sodio, un 5,0 % en peso de nitrato de sodio y un 5,0 % en peso de nitrato de potasio, observándose la desaparición total del benzoato en el medio tras un periodo de incubación de una semana.
a) Indique el peso del suelo artificial que se ha preparado al observarse un aumento de la presión del sistema de 0,10 atm (considere que los gases se comportan idealmente).
b) Describa el aumento de población observado en dicha colonia, si se ha estimado que el peso de una célula es de aproximadamente 27 pg ($27 \cdot 10^{-12}$ g).
c) Indique la cantidad de agua necesaria para disolver el benzoato de sodio inicial si la concentración de una disolución saturada de benzoato de sodio es de 0,5 g mL^{-1}. ¿Cuál será la molalidad de dicha disolución? (La densidad de una disolución saturada de benzoato de sodio es de 1,17 g mL^{-1}).
d) Justifique las aproximaciones realizadas para la resolución del problema.

(País Vasco 2017)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas responsables del aumento de presión registrado es:

$$n = \frac{0,10\ \text{atm} \cdot 5,0\ \text{L}}{(0,082\ \text{atm L mol}^{-1}\ \text{K}^{-1}) \cdot (30 + 273,15)\ \text{K}} = 0,020\ \text{mol gas}$$

Relacionando la cantidad de gas producido con el benzoato de sodio que contiene el suelo:

$$0,020\ \text{mol gas} \cdot \frac{17\ \text{mol C}_6\text{H}_5\text{COONa}}{(23 + 52)\ \text{mol gas}} \cdot \frac{144,0\ \text{g C}_6\text{H}_5\text{COONa}}{1\ \text{mol C}_6\text{H}_5\text{COONa}} = 0,65\ \text{g C}_6\text{H}_5\text{COONa}$$

$$0,65\ \text{g C}_6\text{H}_5\text{COONa} \cdot \frac{100\ \text{g suelo}}{2,0\ \text{g C}_6\text{H}_5\text{COONa}} = 33\ \text{g suelo}$$

b) Relacionando la cantidad de gas producido con $C_5H_7NO_2$ (células):

$$0{,}020 \text{ mol gas} \cdot \frac{10 \text{ mol } C_5H_7NO_2}{(23+52) \text{ mol gas}} \cdot \frac{113{,}0 \text{ g } C_5H_7NO_2}{1 \text{ mol } C_5H_7NO_2} = 0{,}30 \text{ g } C_5H_7NO_2 \text{ (células)}$$

Relacionando esta masa con la de cada célula se obtiene el número de estas que se ha formado:

$$0{,}30 \text{ g células} \cdot \frac{1 \text{ célula}}{27 \cdot 10^{-12} \text{ g}} = 1{,}1 \cdot 10^{10} \text{ células}$$

c) Relacionando la cantidad de C_6H_5COONa del suelo con concentración de la disolución:

$$0{,}65 \text{ g } C_6H_5COONa \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{0{,}50 \text{ g } C_6H_5COONa} \cdot \frac{1{,}17 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} = 1{,}5 \text{ g disolución}$$

La masa de agua que necesita para disolver el soluto es:

$$1{,}5 \text{ g disolución} - 0{,}65 \text{ g } C_6H_5COONa = 0{,}85 \text{ g } H_2O$$

La contración molal de esta disolución es:

$$\frac{0{,}65 \text{ g } C_6H_5COONa}{0{,}85 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_5COONa}{144{,}0 \text{ mol } C_6H_5COONa} \cdot \frac{10^3 \text{ g } H_2O}{1 \text{ kg } H_2O} = 5{,}3 \text{ mol kg}^{-1}$$

d) En el apartado a) se ha considerado que el volumen ocupado por el suelo es despreciable frente al volumen del recipiente.

En el apartado b) se ha considerado que la masa molecular del $C_5H_7NO_2$ (113 u) coincide con la masa de una célula (27 pg).

8.148. El carbonato de sodio es un compuesto imprescindible como materia prima en la fabricación de numerosos productos, entre los que destacan, por ejemplo, los detergentes. A escala industrial, se obtiene a través del clásico proceso Solvay, desarrollado por el industrial belga Ernest Solvay hacia 1863, que desplazó a los procesos utilizados previamente por las importantes ventajas que presentaba: menor consumo energético, menor requisito de mano de obra y menos emisiones.
Las materias primas en el método Solvay son sal de roca (cloruro de sodio) y piedra caliza (carbonato de calcio). Sin embargo, la síntesis no se produce por reacción directa entre ambas materias primas, sino que se produce en varias etapas. La primera etapa se lleva a cabo en un horno, a unos 1.000 °C de temperatura, y consiste en la descomposición térmica del carbonato de calcio, produciendo dióxido de carbono. En la segunda etapa, se hace pasar dióxido de carbono a través de una disolución de amoniaco en agua, y se forma un hidrogenocarbonato. Éste se hace reaccionar en la tercera etapa con una disolución saturada de cloruro de sodio (salmuera), para formar hidrogenocarbonato de sodio.
La cuarta etapa consiste en la descomposición térmica del hidrogenocarbonato de sodio, que da lugar al producto deseado y un gas que se emplea en una de las etapas anteriores del proceso. La quinta etapa consiste en hacer reaccionar entre sí todos los productos secundarios obtenidos en las diferentes etapas, para producir cloruro de calcio sólido como único producto residual, y reactivos empleados en las etapas anteriores.
Si se desean obtener 4,50 t al día de carbonato de sodio mediante el método Solvay:
a) Escriba y ajuste las reacciones involucradas en las distintas etapas del proceso.
b) Determine las toneladas diarias de piedra caliza y de sal de roca que se necesitan, si la piedra caliza contiene un 85,0 % de carbonato de calcio y la sal de roca un 95,0 % de cloruro de sodio.
c) Determine el volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, que se genera en la primera etapa.
d) Si la solubilidad del cloruro de sodio en agua a 100 °C es de 39,12 g por cada 100 mL de agua, determine la cantidad de agua diaria a esa temperatura que se requiere para preparar la salmuera.

(País Vasco 2017)

a) Las ecuaciones químicas de las cuatro etapas del proceso, debidamente ajustadas con el fin de obtener la reacción global del método Solvay son:

▪ Primera etapa:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

▪ Segunda etapa:

$$CO_2(g) + NH_3(g) + H_2O(l) \rightarrow NH_4HCO_3(aq)$$

▪ Tercera etapa:

$$NH_4HCO_3(aq) + NaCl(aq) \rightarrow NaHCO_3(aq) + NH_4Cl(aq)$$

▪ Cuarta etapa:

$$2\ NaHCO_3(s) \rightarrow Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$$

▪ Quinta etapa:

$$CaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(aq)$$

$$Ca(OH)_2(aq) + 2\ NH_4Cl(aq) \rightarrow CaCl_2(s) + 2\ NH_3(g) + 2\ H_2O(l)$$

Sumando las ecuaciones correspondientes a las cuatro primeras etapas se obtiene que la ecuación química de la reacción global es:

$$CaCO_3(s) + 2\ NaCl(aq) \rightarrow CaCl_2(s) + Na_2CO_3(aq)$$

b) La cantidad diaria de Na_2CO_3 a obtener es:

$$1\ \text{día} \cdot \frac{4{,}50\ \text{t}\ Na_2CO_3}{\text{día}} \cdot \frac{10^6\ \text{g}\ Na_2CO_3}{1\ \text{t}\ Na_2CO_3} \cdot \frac{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3}{106{,}0\ \text{g}\ Na_2CO_3} = 4{,}25 \cdot 10^4\ \text{mol}\ Na_2CO_3$$

Relacionando Na_2CO_3 con NaCl:

$$4{,}25 \cdot 10^4\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \cdot \frac{2\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} \cdot \frac{58{,}5\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol NaCl}} = 4{,}97 \cdot 10^6\ \text{g NaCl}$$

Como se trata de sal de roca con 95,0 % de NaCl:

$$4{,}97 \cdot 10^6\ \text{g NaCl} \cdot \frac{100\ \text{g sal de roca}}{95{,}0\ \text{g NaCl}} \cdot \frac{1\ \text{t sal de roca}}{10^6\ \text{g sal de roca}} = 5{,}23\ \text{t sal de roca}$$

Relacionando Na_2CO_3 con $CaCO_3$:

$$4{,}25 \cdot 10^4\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \cdot \frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} \cdot \frac{100{,}1\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} = 4{,}25 \cdot 10^6\ \text{g}\ CaCO_3$$

Como se trata de caliza con 85,0 % de $CaCO_3$:

$$4{,}25 \cdot 10^6\ \text{g}\ CaCO_3 \cdot \frac{100\ \text{g caliza}}{85{,}0\ \text{g}\ CaCO_3} \cdot \frac{1\ \text{t caliza}}{10^6\ \text{g caliza}} = 5{,}00\ \text{t caliza}$$

d) Relacionando la cantidad diaria de NaCl con el agua necesaria:

$$4{,}97 \cdot 10^6\ \text{g NaCl} \cdot \frac{100\ \text{cm}^3\ H_2O}{39{,}12\ \text{g NaCl}} \cdot \frac{1\ \text{m}^3\ H_2O}{10^6\ \text{cm}^3\ H_2O} = 12{,}7\ \text{m}^3\ H_2O$$

(Los apartados de este problema forman parte del problema propuesto en O.Q.N. de Burgos 1998).